UNE PUBLICATION DESTINÉE AUX ÉCOLES DE L'ENSEIGNEMENT MOYEN DE LA RÉPUBLIQUE DU SÉNÉGAL APPROUVÉE PAR LE MINISTÈRE DE L'ENSEIGNEMENT PRÉSCOLAIRE, DE L'ÉLÉMENTAIRE, DU MOYEN SECONDAIRE ET DES LANGUES NATIONALES

Livre de Sciences Physiques

Introduction à la physique et à la chimie

Niveaux 4ème et 3ème

2e Édition

UNE PUBLICATION DESTINÉE AUX ÉCOLES DE L'ENSEIGNEMENT MOYEN DE LA RÉPUBLIQUE DU SÉNÉGAL APPROUVÉE PAR LE MINISTÈRE DE L'ENSEIGNEMENT PRESCOLAIRE, DE L'ÉLÉMENTAIRE, DU MOYEN SECONDAIRE ET DES LANGUES NATIONALES

Livre de Sciences Physiques

Introduction à la physique et à la chimie

Niveaux 4ème et 3ème
2e Édition

RÉPUBLIQUE DU SÉNÉGAL
MINISTÈRE DE L'ENSEIGNEMENT PRÉSCOLAIRE, DE LÉLÉMENTAIRE, DU MOYEN SECONDAIRE ET DES LANGUES NATIONALES

Livre de Sciences Physiques

Introduction à la physique et à la chimie

Niveaux 9 et 10

2e Édition

Éditeur en Chef
Abdou M. Sène, Ph.D.

Assistant Éditeur en Chef
Johnny L. Houston, Ph.D.

Auteurs
Johnny L. Houston, Ph.D. **Daouda Ndong, CPN Sciences Physiques**
Amady Ndiokane **Cheikh Abdoul Khadir Diop, Ph.D.**

Consultants
Samba Fall **Pape M. Sow** **Dr. Cherif Seck**

Traducteurs
Abdou Maty Sène, Ph.D.
Mame Ousmane Sarr, Ms., MCP

Graphiste/ Illustrateur
Randolph Harris

Programme des Manuels Scolaires et Autres Outils d'Apprentissage
TLMP ECSU - Sénégal
Elizabeth City State University (ECSU)
Elizabeth City, Caroline du Nord 27909 (USA)

Un Projet pour le Gouvernement du Sénégal - Financé par l'Initiative pour l'Éducation en Afrique AEI de l'USAID
Programme des Manuels Scolaires et Autres Outils d'Apprentissage TLMP

ÉQUIPE DE RÉDACTION

Amady NDIOKANE	Ex. CPN Sciences Physiques
Ibou BADJI	PRF Ziguinchor
Yagouba BALDE	I.A. Kaolack
Ibrahima DEME	PRF Diourbel
Momar DIAW	I.A. Dakar
Ndèye Sène DIOUF	PRF Kaolack
Cheikh DIOP	CEM Thierno A. Barro Mbour
Médoune FALL	PRF Louga
Samba GACKO	PRF Dakar
Badara GUEYE	PRF Dakar
Alarba KANDE	I.A. Kaolack
Papa KANDJI	PRF Ziguinchor
Ndèye Diarra K. MBAYE	PRF Kaolack
Sakhoussa MBAYE	PRF Dakar
Abdoulaye NDIAYE	PRF Dakar
Amacodou NDIAYE	PRF Thiès
Samba NDIAYE	I.A. Dakar
Lucien NDIONE	PRF Matam
Benoît NDONG	B.S.T. Thiès
Daouda NDONG	CPN Sciences Physiques
Mamadou NIANG	PRF Fatick
Chérif SABALY	PRF Kolda
Mamadou SAGNE	B.S.T. Liberté III
Abdoulaye M. SALL	PRF Matam
Bocar SOW	PRF Thiès
Demba Yéro SY	PRF Dakar
Abdoulaye Djiby TALL	I.A. Saint-Louis
Papa Ibrahima THIAM	PRF Tambacounda

© 2010 par Abdou Maty Sene, Ph.D., Éditeur en Chef, par l'Agence Américaine pour le Développement International (USAID), USA et par le Ministère de l'Éducation du Sénégal. Droits d'auteurs réservés. Aucune partie de ce document ne peut être adaptée ou reproduite ou photocopiée par quelque moyen que ce soit, sans l'autorisation de Abdou Maty Sene, ou de l'Agence Américaine pour le Développement International (USAID) ou du Ministère de l'Éducation du Sénégal.

ISBN 978-0-9825955-6-5

Table des Matières

Préface ..... **vii**
Avant propos ..... **viii**

1ere Partie: Généralités **1**

I. L'histoire de la science et de la technologie : Quelques repères **2**

II. Qu'est ce que la science ? Comment l'utilise t-on ? **9**
Leçon 1: La science et la technologie 9
Leçon 2: Que signifient les sciences physiques 16
Leçon 3: Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie 23

2e Partie : Physique **33**

I. Fiches de leçon de physique de la classe de 4eme **34**
Leçon 1 : Introduction aux sciences physiques 35
Leçon 2 : Grandeurs physiques et mesures 41
Leçon 3 : Masse, masse volumique et densité 45
Leçon 4 : Poids - Relation entre poids et masse 49
Leçon 5 : Introduction à l'électricité 53
Leçon 6 : Sources et récepteurs de lumière 64
Leçon 7 : Propagation rectiligne de la lumière 65
Leçon 8 : Réflexion et réfraction de la lumière 70

II. Fiches de leçon de physique de la classe de 3eme **74**
Leçon 1 : Les lentilles minces 75
Leçon 2 : Dispersion de la lumière 83
Leçon 3 : Forces 90
Leçon 4 : Travail et puissance mécaniques 96
Leçon 5 : L'électrisation par frottement et le courant électrique 102
Leçon 6 : Résistance électrique 108
Leçon 7 : Energie et rendement 116
Leçon 8 : Calorimétrie 119

3e Partie : Chimie **124**

I. Fiches de leçon de chimie de la classe de 4eme **125**
Leçon 1 : Mélanges et corps purs 126
Leçon 2 : Structure de la matière 137
Leçon 3 : Mole et grandeurs molaires 140
Leçon 4 : Réaction chimique 145

II. Fiches de leçon de chimie de la classe de 3eme **153**
Leçon 1 : Solutions aqueuses 154
Leçon 2 : Les acides et les bases 162
Leçon 3 : Propriétés chimiques des métaux 171
Leçon 4 : Les hydrocarbures 180

Bibliographie **185**

Index **186**

Préface

Chers élèves,

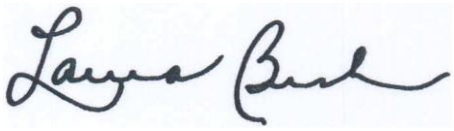
Ce manuel est un don du peuple des Etats-Unis d'Amérique pour les élèves du Sénégal. À travers l'Initiative pour l'Éducation en Afrique du Président Bush, ce livre a été élaboré et produit par Elizabeth City State University (ECSU) aux USA en collaboration avec le Ministère de l'Éducation et les équipes techniques du Sénégal.

L'Éducation est essentielle pour l'amélioration des conditions de vie des communautés dans tous les pays du monde, et les manuels scolaires et autres outils d'apprentissage sont primordiaux pour une bonne éducation. Leurs excellences Président George W. Bush et Président Abdoulaye Wade croient fortement que le développement de l'éducation de nos jours peut promouvoir la liberté, la prospérité et une meilleure santé des populations des générations à venir. Le peuple américain est fier de collaborer avec le gouvernement du Sénégal pour améliorer les conditions de vie des enfants par le biais de l'éducation.

Vous êtes l'avenir du Sénégal. Nous vous encourageons à apprendre et continuer à vous informer, autant que possible, pour bâtir votre futur et pour apporter votre contribution au développement de votre communauté.

Avec mes meilleurs souhaits et prières,

La Première Dame des Etats Unis



Avant-propos

Ce manuel est le fruit de la coopération sénégalo-américaine. C'est une production d'Elizabeth City State University (ECSU) aux USA et d'experts sénégalais. Il est dès lors riche de l'approche américaine faite de pragmatisme et de simplicité et de l'approche sénégalaise soucieuse de rigueur et de précision.

Ce manuel est destiné aussi bien aux élèves qu'aux professeurs, l'ouvrage a été rédigé de telle sorte qu'il soit accessible à tous les élèves de quatrième et de troisième et au prix de quelques efforts les littéraires désireux de se convertir y trouveront ce qu'il leur faut. Il comporte quatre parties. La première partie appelée généralité, retrace l'histoire de la science et de la technologie. La deuxième et la troisième partie traitent toutes les leçons de physique et de chimie des classes de quatrième qui sont dans le programme sénégalais. La quatrième partie contient quelques unités de mesure et formules importantes en physique et en chimie.

Les sciences physiques (physique et chimie) ne doivent pas être coupées du monde actuel. C'est dans cet esprit que sont faites des allusions sur l'utilité de la science et de la technologie dans la vie courante. Les leçons sont bien structurées et contiennent des expériences et des illustrations bien expliquées. Le lecteur trouvera dans le manuel de fréquentes applications qui lui permettront de mieux comprendre les notions qui y sont développées.

Ce manuel couvre un grand nombre de sujets. Il présente beaucoup de faits, de notions, de lois… Vous ne pouvez acquérir cet ensemble de connaissances, les faire vôtres et les fixer dans votre mémoire que si vous faites l'effort indispensable de les organiser, de les structurer et les relier les unes aux autres. Il ne faut pas vous contenter d'accumuler des connaissances fragmentaires, dans des tiroirs indépendants.

Nous espérons que ce manuel saura répondre aux questions légitimes que peut se poser un élève de quatrième ou de troisième qui aborde la physique ou la chimie. Par ailleurs, dans la mesure de nos possibilités, nous seront à l'écoute de celles et ceux qui souhaiteraient éclaircir ou approfondir l'un des points abordés dans cet ouvrage. Enfin, nous souhaitons à tous les élèves et professeurs, une bonne et large utilisation de ce manuel de sciences physiques.

Dr Cheikh Abdoul Khadir DIOP
Maitre de Conférences
Département de Chimie
Faculté de Sciences et Techniques
Université Cheikh Anta Diop
Dakar-Senegal

Amady Diokhane
Professeur de Sciences Physiques
Ex. CPN Sciences Physiques

Première partie : Généralités

L’histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

L'Histoire de la science et de la technologie s'inscrit dans un temps avec beaucoup d'événements et d'inventions au cours des années. Nous commencerons avec l'année 1450 et continuerons jusqu' à 2000. Durant cette période d'importants événements et inventions se sont produits. Une invention est une nouvelle technologie créée pour fournir un service ou accomplir une tâche. Cette leçon n'inclut pas tous les événements et inventions de la science, d’autant plus qu’il est très difficile de les énumérer sur quelques pages seulement. Nous avons recueilli quelques-uns des plus marquants. Cependant, cette histoire de la science donne un bref aperçu de quelques inventions marquantes durant les 550 années passées.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

La science et la technologie de 1450 à 2000

1450

1500

1543

1550

1590

1608

1609

1610

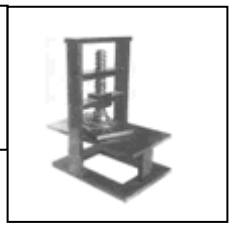
1632

1640

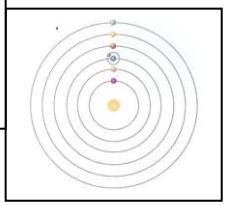
1643

1665

1450
John Guttenberg invente la machine à impression.



1543
Nicolas Coperrnic publie sa theorie que le soleil et non la terre, est le centre de l'univers.



1590
Le 1er microscope avec deux lentilles est construit.

1608
Hans Lipppershey conçoit le téléscope avec reflet.

1609-1610
Galilée construit un télescope et découvre la lune.

1632
Galilée publie son livre supportant la théorie de Copernic de 1543.

1643
Evangelista Torricelli invente le baromètre

1665
Robert Hooke observe la plus petite unité de base du corps humain et le nomme cellule.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

1666

1666
Isaac Newton découvre que la lumière "blanche" est composée de la superposition des couleurs de l'arc en ciel.

1668

1668
Isaac Newton invente le télescope avec reflet.

1670

1680

1687
Isaac Newton décrit les lois d'un mouvement et de la gravité.

1687

1705
Edmond Halley prédit qu'une certaine comète reviendra en 1758; ce qui se réalisera et sera nommée la comète de Halley.

1705

1714
Gabriel Fahrenheit invente le thermomètre à mercure avec des échelles de température en ^{o}F.

1714

1735
Carolus Linnaeus publie la première méthode moderne de classification des êtres vivants.

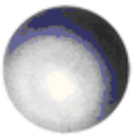
1735

1742
Anders Celsius invente les échelles de température en ^{o}C.

1742

1752
Benjamin Franklin montre que la foudre est de l'électricité.

1752



1781
Découverte de la planète Uranus.

1781

1784

1784
Benjamin Franklin invente les lunettes bifocales.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

1790

1790
La France établit une commission de création du premier système international de mesure.

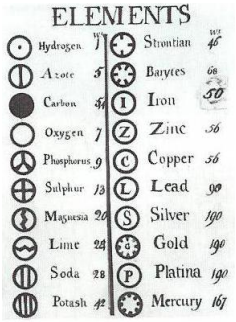
1794

1794
Eli Whitney établit un brevet pour sa machine d'égreneuse de coton.

1796

1796
Invention de la première vaccination protégeant contre la variole.

1808



1808
John Dalton publie un livre qui décrit la 1e théorie moderne de l'atome.

1820

1820
Hans Christian Oersted découvre que le courant électrique produit un champ magnétique.

1831

1831
Michael Faraday découvre qu'un champ magnétique peut produire un courant électrique.

1837

1837
Samuel Morse établit un brevet pour son télégraphe.

1846

1846
Découverte de la planète Neptune.

1856

1856
Henry Bessemer invente un convertisseur qui facilite la production de l'acier.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

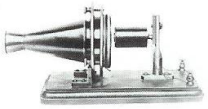
1859

1859
Charles Darwin publie l'origine de l'espèce qui esquisse la théorie de l'évolution.

1865

1865
Gregor Mendel publie son expérience avec les plantes de petits pois, c'est le début de la science génétique.

1876



1876 Alexander Graham Bell invente le téléphone.

1879

1879
Thomas Edison invente une ampoule pour la lumière.

1880

1880
Louis Pasteur connecte la théorie des germes à certaines maladies.

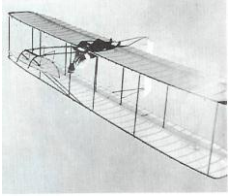
1898

1898
Marie et Pierre Curie découvrent les éléments radioactifs le polonium et le radium.

1902

1902
Guglielmo Marconi fabrique la 1e radio de transmission transatlantique.

1903



1903
Les frères Orville et Wilbur Wright effectuent le 1e vol d'avion à Kitty Haw, en Caroline du nord.

1905

1905
Albert Einstein publie sa théorie de la relativité.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

1912

1912
Alfred Wegener présente son idée que les continents se sont déplacés.

1926

1926
Robert Goddard lance une fusée avec un carburant liquide avec succès.

1928

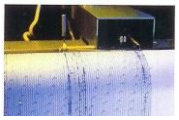
1928
Le 1e médicament antibiotique est découvert.

1928
Philo T. Farnsworth invente la télévision électronique.

1935
Les premières fibres synthétiques de nylon sont inventées.

1935

1935
Charles Richter développe son échelle de comparaison de la force des tremblements de terre.



1945
Le 1e ordinateur électronique ENIACest terminé.

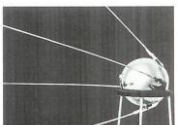
1945

1953
La structure de l'ADN est décodée.

1953

1954

1954
Le 1e vaccin contre polio est utilisé.



1957

1957
Le 1e satellite artificiel *Sputnik* est lancé.

1962
Rachel Carson publie *Le ressort silencieux.*

1962

1962
John Glenn est le 1e astronaute américain à voler en orbite autour de la terre.

L'histoire de la science et de la technologie : Quelques points de repères

1969

1969-1972
Les astronautes de la fusée Apollo atterrissent sur la lune.

1972

1972
La première sonde spatiale pionnière est lancée.

1976

1976
La sonde spatiale Viking atterrit sur la planète Mars.

1977

1977
Le premier ordinateur domestique commence à être vendu.

1977
Une fusée est envoyée dans l'espace pour explorer l'extérieur du système solaire.

1980

1980
Louis et Walter Alvarez proposent leur théorie astéroïde d'extinction des dinosaures.

1981

1981
La 1e navette spatiale est lancée dans l'orbite de la terre.

1990

1990
La navette du télescope de l'espace Hubble est lancée.

1991

1991
On assiste au démarrage du network WWW (World Wide Web)

2000

2000
L'ADN humain découvert et caractérisé.

Qu’est-ce que la science ? Comment l’utilise-t-on ?

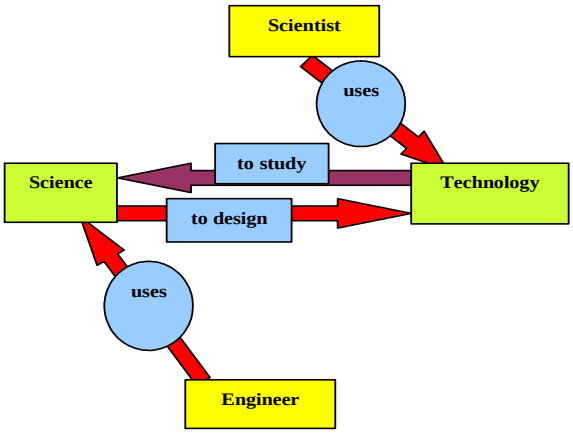
Leçon 1 : La science et la technologie

Le sais-tu ?

Un ordinateur, une radio, un téléviseur, un téléphone portable et un satellite sont tous des exemples de technologies. Mais la technologie inclut beaucoup de choses plus compliquées que les machines.

Une des premières technologies créées par les êtres humains fut un outil composé d’un rocher taillé à partir d’un autre rocher et servant à couper. Ensuite le rocher a été attaché à un bois pour en faire une hache. Comment la hache constituait une"technologie" ? C'était un outil que les gens ont fabriqué pour faire un travail précis ou pour résoudre un problème.

Le développement de la technologie dépend à la fois des travaux des scientifiques et ingénieurs. Un scientifique est quelqu'un qui étudie les lois qui régissent les phénomènes de la nature. Un ingénieur est quelqu'un qui conçoit la technologie pour résoudre des problèmes liés à l’amélioration des conditions de vie sur terre.



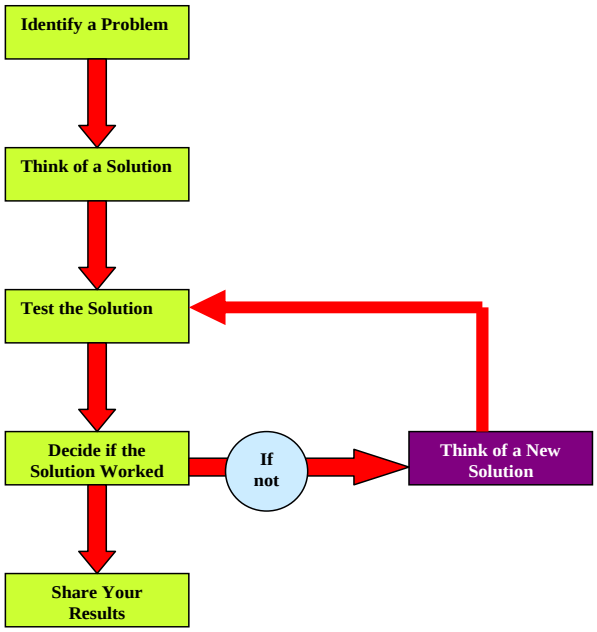
Les ingénieurs doivent comprendre et utiliser les résultats des travaux scientifiques afin de concevoir des technologies adaptées au contexte local. Par exemple, la compréhension des propriétés des aimants a permis au scientifique et ingénieur Michael Faraday d'inventer le générateur électrique. Un générateur utilise les propriétés des aimants pour produire de l'électricité.

Parfois, les nouvelles technologies viennent directement de l'observation de la nature. Par exemple, les ingénieurs au Japon ont étudié les ailes des papillons pour voir ce qui les rend imperméables. Ils ont utilisé leurs découvertes pour créer un matériel similaire imperméable dans les laboratoires. Beaucoup de scientifiques à travers l’histoire se sont comportés comme des ingénieurs pour développer de nouvelles technologies.

La science et la technologie
Démarche technologique

Quand les ingénieurs conçoivent une nouvelle technologie, ils procèdent par des étapes. Chaque technologie est conçue pour résoudre un problème. vous savez donc que la première étape doit identifier un problème.

a.
b.
c.
d.
e.



Ce graphique montre les étapes dans la conception en technologie.

a. **Identifier un problème :** Une cabine téléphonique a besoin de lumière pour permettre aux personnes de mieux voir lorsqu'il fait sombre. Mais la cabine n'est pas alimentée en courant électrique.
b. **Penser à une solution :** Mettre un panneau solaire au dessus de la cabine. L'énergie solaire peut être utilisée pour allumer une lampe adaptée dans la cabine.
c. **Tester la solution :** Mettre en haut un panneau solaire. Connecter les fils électriques entre l'ampoule et le panneau. Aussi connecter un détecteur qui va se déclencher lorsqu'il fait sombre. Vérifier si l'ampoule s'allume s'il fait sombre ou la nuit.
d. **Vérifier si la solution marche :** L'ampoule est restée allumée toute la nuit. Ca marche! S'il y a un problème penser à une nouvelle solution.
e. **Vulgariser les résultats :** Ecrire un rapport sur ce que vous avez fait et appris. Partager votre rapport avec les autres personnes qui pourraient avoir un problème similaire.

Il n'y a pas seulement une seule solution pour résoudre un problème. Les ingénieurs essaient souvent plusieurs idées différentes avant de choisir la bonne.

La science et la technologie

Comment la Technologie aide les scientifiques ?

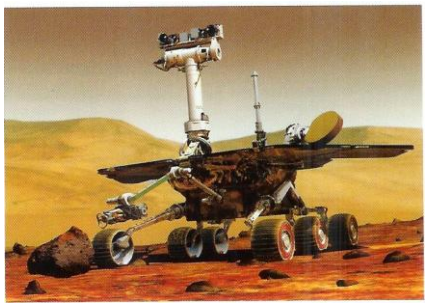
Les scientifiques se posent toujours des questions en rapport avec le monde naturel afin de pouvoir y apporter les réponses. L'observation est une partie importante de ce procédé. La technologie aide les scientifiques à mieux observer et à formuler des hypothèses.

On peut illustrer cela par :

- un scientifique observant de petits organismes avec un microscope
- un météorologue utilisant un satellite pour traquer un ouragan
- un astronaute utilisant un télescope pour regarder la Lune.

Ces scientifiques utilisent la technologie pour observer des choses qu'ils ne peuvent pas voir à l'œil nu.

La technologie aide les scientifiques à avoir plus d'informations sur le monde naturel. Ces informations pourraient répondre à une question que les scientifiques s'étaient posés. Par exemple, quelques nouvelles photographies de la planète Mars ont fourni des informations concernant les rives sèches sur la surface de cette planète. Cette observation a permis aux scientifiques de se demander s'il y avait eu de l'eau auparavant sur la surface de la planète Mars.



Des ingénieurs ont conçu et construit une sonde spatiale pour visiter la planète Mars. La sonde comporte un robot qui bouge appelé "Esprit" qui a pour mission de chercher la présence éventuelle d'eau dans le passé sur la planète Mars. Le 3 janvier 2004, la sonde atterrit sur mars, et le robot "Esprit" a commencé sa mission.

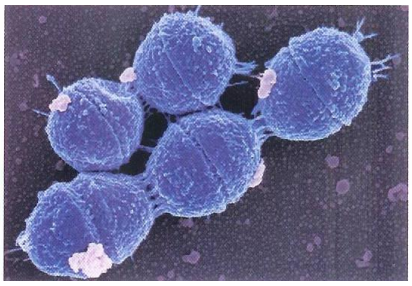
La question de savoir si l'eau existait oui ou non sur la planète Mars est entrain d'être analysée à partir des informations et matériaux recueillis par le robot "Esprit".

La science et la technologie

Comment la technologie aide les scientifiques ?

Les nouvelles découvertes donnent souvent des idées aux scientifiques pour mettre au point de nouvelles technologies. Par exemple, il y a cent ans, les scientifiques ignoraient l'existence des bactéries. En 1683, un scientifique hollandais Anton Von Leeuwenhoek avait développé une nouvelle technologie, en créant des lentilles convexes pouvant agrandir des objets. Leeuwenhoek a utilisé ces lentilles pour construire le premier microscope.

Disposant de microscopes, les scientifiques pouvaient ainsi observer les bactéries et autres petits micro-organismes responsables de la prolifération des maladies chez les personnes, et les animaux. Ils ont découvert que quelques substances naturelles pourraient tuer ces bactéries. Ces substances sont appelées des antibiotiques. Les scientifiques ont utilisé la technologie pour produire des médicaments à partir de ces antibiotiques naturels. Plus tard, ils ont pu synthétiser de nouveaux antibiotiques dans les laboratoires.



Les bactéries sont trop petites, elles ne peuvent pas être vues à l'œil nu.

La science et la technologie
Comment la technologie nous aide ?

La technologie aide les personnes à mener une vie sécurisante, saine et plus confortable.

Dans le passé

Maintenant

Dans le passé, il n'y avait pas toujours assez de nourriture pour manger. Labourer et moissonner étaient des travaux assidus et très durs. Aujourd'hui, dans les champs la technologie a permis aux personnes de pouvoir récolter d'énormes quantités de nourriture.
Dans le passé, les ordures et autres déchets s'accumulaient dans les rues. Ceci provoquait beaucoup de maladies qui se propageaient facilement. Aujourd'hui, les systèmes de collection d'ordures et de vidange permettent de se débarrasser de ces déchets et d'avoir un environnement propre et sain.

Dans le passé

Maintenant

Il n' y a pas longtemps, beaucoup de personnes sont mortes de maladies courantes. Aujourd'hui la technologie a permis aux médecins de découvrir les symptômes de certaines maladies. Ainsi des vaccins ont été mis au point pour guérir la poliomyélite, la variole, etc. Actuellement beaucoup de médicaments sont disponibles pour traiter des maladies comme le paludisme par exemple.

La science et la technologie

La technologie évolue tout le temps

Aucune technologie n'est définitive. Les technologies évoluent constamment avec le développement scientifique. Un exemple est le téléphone.

En 1840, la façon la plus rapide pour envoyer un message sur une longue distance était d'utiliser un télégraphe. Le télégraphe est une machine qui envoie des signaux électriques à travers des fils. Les signaux étaient courts et émettaient des bruits longs.

Le télégraphe requiert que ses opérateurs ou utilisateurs soient formés pour envoyer et recevoir des messages.

En 1876, pendant qu'il expérimentait avec une machine télégraphique, l'inventeur américain Alexander Graham a découvert comment envoyer les messages vocaux par les fils de télégraphe et le premier téléphone a été ainsi créé.

La photo à gauche est un exemple des premiers téléphones qui devait être actionnés avec une manivelle pour téléphoner. L'appel devait passer par un opérateur.

Par la suite, avec le développement de la technologie, le téléphone a connu beaucoup d'améliorations. Maintenant, on peut prendre un téléphone et appeler n'importe qui et n'importe où.

De nos jours, les téléphones cellulaires nous permettent d'émettre et de recevoir des appels téléphoniques de partout dans le monde. Certains téléphones cellulaires peuvent même envoyer et recevoir des images et des courriers électroniques (messages).

Les technologies sont développées pour résoudre des problèmes. Mais cette recherche de solutions peut engendrer quelques désagréments. Certaines technologies créent de nouveaux problèmes en essayant d'en résoudre d'autres.

Le savon antiseptique est un bon exemple. En effet, il contient des antibiotiques, qui sont des substances qui tuent les bactéries. Le savon antiseptique a été utilisé afin de nous débarrasser de certaines bactéries.

Malheureusement, toutes les bactéries nuisibles ne peuvent pas être éliminées par les antibiotiques dans les savons. Les scientifiques disent que ces genres de bactéries résistent aux antibiotiques.

Les bactéries résistantes sont dangereuses pour la santé publique. Quand elles rentrent dans notre corps et nous rendent malade, les antibiotiques sont incapables de les éliminer : cela peut causer la propagation rapide d'une épidémie.

La science et la technologie

Activité

1. Qu'est-ce que la technologie ?
2. Qu'est-ce que la science ?
3. Qu'est-ce qu'un ingénieur ?
4. Est-ce qu'un scientifique est un ingénieur ?
5. Quelles sont les étapes utilisées dans la conception technologique ?
6. Donner un exemple permettant d'illustrer comment et quand la technologie peut aider au développement de la science.
7. Donner un exemple permettant d'illustrer comment et quand la technologie peut aider à améliorer les conditions de vie des personnes, des animaux et des végétaux.
8. Est-ce que la technologie évolue constamment ? Expliquer votre réponse en donnant un exemple.
9. Donner un exemple sur l'utilisation judicieuse de la technologie.
10. Donne un exemple sur les désagréments causés par le développement de la technologie.

Qu’est-ce que la science ? Comment l’utilise t-on ?

Leçon 2 : Que signifient les sciences physiques ?

Nous utilisons la science pour étudier tous les aspects de la vie et de notre environnement et pour comprendre les causes et effets. Les scientifiques se posent souvent des questions à l’issue de leurs observations. Ils utilisent plusieurs techniques pour répondre à ces questions. Ce procédé de poser et de répondre à des questions en science est appelé une enquête.

Dans l'étude de n'importe quel aspect de la vie ou dans notre environnement, nous utilisons une méthode scientifique systématique et structurée. En particulier, nous faisons des investigations scientifiques qui peuvent être répétées par d'autres personnes qui souhaitent étudier, vérifier ou apprendre la même chose.

L'utilisation de la méthode scientifique pour faire des investigations en science exige des pratiques et considérations soigneusement pensées. Voici quelques étapes à suivre dans une investigation scientifique:

ÉTAPES	**SIGNIFICATIONS**
Se poser une question :	Quoi, comment, quand, où, pourquoi.
Emettre une hypothèse :	Faire une proposition de réponse en adéquation à la question posée.
Planifier une méthode d’investigation :	Décider comment collecter une évidence pour répondre à la question.
Collecter et enregistrer les données :	Collecter et enregistrer des informations pour vérifier l’hypothèse.
Organiser/ arranger les données :	Faire des graphiques pour une meilleure compréhension des informations collectées.
Expliquer les résultats :	Interpréter les informations collectées.
Penser à d’autres questions :	Utiliser les informations collectées pour poser de nouvelles questions.
Partager les résultats :	Partager les informations recueillies avec d’autres chercheurs ou utilisateurs.

Définition : Une expérience est une investigation scientifique qui essaie de vérifier ou d’infirmer une hypothèse en adoptant une démarche scientifique.

Que signifient les sciences physiques ?
Méthode scientifique

Sont énumérées dans ce qui suit vingt-cinq (25) pratiques communes qui sont employées à travers la démarche scientifique.

Analyser signifie découper toute chose en différentes parties pour connaître ses différents constituants et sa structuration.

Poser des questions signifie faire une enquête sur ce qu'on souhaite connaître en s'appuyant sur des observations bien ciblées.

Relation cause et effet, c'est l'étude de l'implication entre ce qui produit le changement (la cause) et le résultat du changement (l'effet).

Classer signifie grouper des objets en tenant compte de certaines caractéristiques.

Collecter des données signifie rassembler des informations utiles sur ce qui est recherché.

Communiquer signifie partager des informations.

Comparer signifie trouver les ressemblances et les différences.

Définir signifie développer une description basée sur les observations et l'expérience.

Tirer des conclusions signifie mettre ensemble dans une déclaration les informations recueillies et traitées avec les résultats auxquels on a abouti.

Évidence signifie une information valide et des paramètres utilisés pour résoudre un problème.

Expérience, c'est un test qui est utilisé pour prouver ou infirmer une hypothèse donnée.

Expliquer signifie interpréter les résultats des recherches.

Hypothèse, c'est une affirmation en réponse à une question posée qu'on cherche à vérifier soit par une enquête ou une expériences.

Identifier, signifie nommer ou reconnaître.

Inférer signifie émettre une idée à partir des faits et /ou des observations en cours.

Interpréter des données signifie utiliser les informations collectées pour répondre aux questions ou résoudre un problème.

Que signifient les sciences physiques ?

Méthode scientifique

Décider signifie sélectionner à partir de plusieurs possibilités ce que l'on croit être le bon choix.

Mesurer signifie trouver la taille, le volume, la surface, la masse, le poids, la température, etc… d'un objet à l'aide d'un instrument..

Modeler, c'est faire la représentation simplifiée d'un objet ou d'une loi pouvant expliquer les phénomènes scientifiques.

Observer signifie utiliser un ou plusieurs organes des sens pour identifier ou reconnaître un objet ou un événement.

Planifier signifie esquisser en avance quelque chose qui va être fait, y compris les méthodes, les matériels et les approches.

Prédire signifie prévoir les résultats possibles d'un événement ou d'une expérience.

Répéter signifie faire quelque chose à nouveau de la même manière pour voir si les résultats concordent.

Tester signifie conduire un examen d'une substance ou d'un événement pour voir ce qui va se passer et comment.

Théorie, c'est une explication basée sur l'observation et le raisonnement.

Utilisation des nombres veut dire représenter des données en les plaçant en ordre, en les comptant, les additionnant, les soustrayant, les multipliant, divisant, etc.

Définition : Les **variables** sont des données qui peuvent être manipulées ou contrôlées.

Que signifient les sciences physiques ?

Enregistrement des informations

Les scientifiques enregistrent toutes les informations lors de leurs investigations. C'est une très bonne méthode. Voici un exemple d'enregistrement d'information :

Cheikh Wade

Le 15 février 2004

Prénoms et nom, plus la date. Si tu dois utiliser plusieurs pages, n'oublie pas de les numéroter et de les annoter aussi.

Hypothèse : La température monte le matin, elle est très haute à midi et descend le soir.

Écrire l'idée que tu veux tester.

Matériels : Thermomètre, papier et crayon

Énumère les matériels et outils que tu as utilisés.

Procédure :

1. Mets un thermomètre derrière une fenêtre.
2. Lis et enregistre les températures chaque heure pendant 5 heures de temps.

Dans cette section, décris toutes les étapes de ton investigation. Mets en ordre les étapes utilisées.

Données

Heure	Température
11h00	22˚ C
12h00	25˚ C
13h00	27˚ C
14h00	28˚ C
15h00	26˚ C

Enregistre toutes les températures avec précision (même si tu penses qu'elles ne sont pas fiables).

Mentionne les unités de mesure de toutes les données, car elles sont importantes.

Significations des données : Les données ne supportent pas mon hypothèse. La température augmente après 12h00. La température ne commence à baisser qu' à partir de 15h00.

Décris la signification de tes données et déduis une conclusion par rapport à ton hypothèse.

Remarque : Ne jamais rayer ou changer des données pour que tes résultats soient comme tu le désires. Rappelle-toi que tu essaies de répondre à une question. Aussi, il ne faut pas être définitif avec la réponse avant la fin de ton investigation.

Que signifient les sciences physiques ?

Beaucoup de personnes ont contribué au développement de la science

La recherche scientifique s'est développée pendant des milliers d'années à l'instar des nouvelles technologies. Les médicaments sont de bons exemples du résultat fécond de la recherche scientifique.

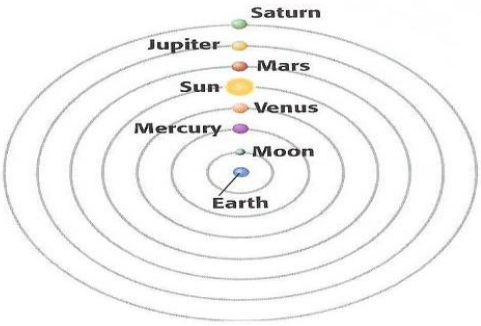
Depuis les anciens temps, des personnes ont utilisé des produits naturels pour traiter les infections et maladies. Il y a plusieurs centaines d'années, les populations péruviennes avaient découvert que l'écorce du ‘’cinchona’’ pouvait faire baisser la fièvre quand quelqu'un avait le paludisme, une sérieuse maladie tropicale. L'écorce avait été exportée en Europe, où beaucoup de gens mouraient de paludisme, pour sauver beaucoup de vies.

Les scientifiques allemands plus tard avaient étudie l'écorce et avaient trouvé et isolé le produit chimique qui pouvait réduire les hautes fièvres. Ils avaient utilisé ce qu'ils ont appris pour fabriquer le médicament du paludisme dans un laboratoire. Depuis lors, les scientifiques dans les autres pays ont continué à développer d'autres médicaments plus efficaces pour traiter le paludisme.

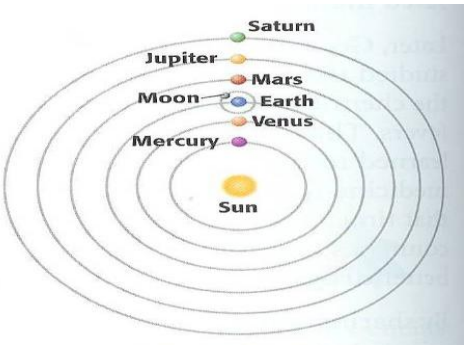
En échangeant des informations, les scientifiques peuvent s’entre-aider dans les découvertes.
Parfois certaines découvertes scientifiques peuvent aller à l’encontre des croyances des populations. L’exemple de Galilée est un cas typique.

Galilée est un astronaute italien qui a vécu de 1564 à 1642. Le déplacement dans l’espace, du soleil, de la terre et des autres planètes gravitant autour d’elle l’avait intéressé. Il tenait à en savoir plus. Beaucoup de personnes de son époque croyaient que la terre était le centre de notre univers.

Galilée avait fait des observations minutieuses en plus de quelques expériences. Les résultats de ses recherches l’ont permis de conclure que la terre et les autres planètes gravitent autour du soleil.



La terre, le centre du système solaire



Le soleil, le centre du système solaire

Les planètes au delà de Saturne, Uranus, Neptune et Pluton n'étaient pas connues de Galilée.

Que signifient les sciences physiques ?

L'idée que le soleil est le centre de l'univers avait été suggérée dans un premier temps par Nicolas Copernic, un astronaute polonais. Galilée est celui qui a collecté des données pour conforter cette idée. D'autres scientifiques l'avaient accepté. Lorsque Galilée avait présenté cette idée à la société, tout le monde l'avait rejeté. Les gens ont toujours pensé que la terre est le centre de l'univers. Selon Galilée, la terre n'était pas le centre de l'univers. Nous allons voir pourquoi une idée qui va à l'encontre de ce que pense tout le monde peut être dérangeante.

Les membres de la société de Galilée avaient décidé de le juger comme un criminel. Ils lui ont exigé de faire une annonce contraire à sa découverte. Ils l'ont ainsi forcé à s'isoler dans sa maison.

Les scientifiques qui sont venus après Galilée ont collecté eux aussi des données et découvert que le soleil et non la terre est le centre de l'univers.

Il est important de noter que dans les temps modernes, les scientifiques doivent faire attention avec les croyances des membres de leur société. Par exemple, lorsque les vaccins sont apparus, les personnes avaient peur de se faire vacciner. Beaucoup de gens pensaient que cela va les rendre malades. Mais avec le temps, des scientifiques ont réalisé des tests montrant que les vaccins peuvent nous protéger contre certaines maladies. L'idée de se faire vacciner commença à être acceptée.

Quels sont les types d'expériences scientifiques qui sont utilisés en sciences physiques ?
Les sciences physiques demeurent une science expérimentale qui étudie entre autre les notions de forces, de mouvements d'énergie etc. Les sciences physiques sont divisées en deux grandes branches : la physique et la chimie. Ces branches seront développées avec des leçons intégrées dans les autres parties du livre

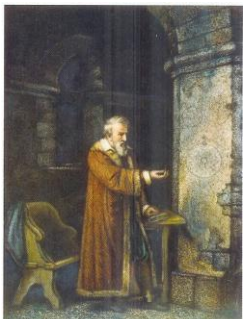


Photo de Galilée

Que signifient les sciences physiques ?
Activité

1. Qu'est-ce que la science et plus précisément les sciences physiques ?

2. Citer au moins cinq (5) choses que les scientifiques respectent dans leurs démarches expérimentales.

3. Comment a été découvert le traitement du paludisme ?

4. Comment la société où vivait Galilée avait perçu sa découverte concernant le centre de l'univers et pourquoi s'était-elle comportée de la sorte ?

5. Citer cinq (5) mesures de sécurité à respecter lors des expériences dans les laboratoires.

Qu'est-ce que la science ? Comment l'utilise t-on ?

Leçon 3 : Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

Les unités de mesure nous permettent de recueillir des données précises. Les mesures sont plus précises que les suppositions ou estimations. À travers l'étude des sciences physiques nous rencontrerons de nombreuses propriétés relatives à l'énergie, etc. qui sont des unités quantitatives de mesure. Quand un nombre est utilisé pour représenter une quantité mesurée, les unités de cette quantité doivent toujours être spécifiées. Les unités utilisées lors des mesures scientifiques sont celles du système métrique basé sur des unités de dizaines qui sont relativement simples comparées à celles du système anglo-saxon. Voir la table des unités de mesure ci-dessous.

Unités de mesure du système international	**Unités de mesure du système anglo-saxon**
Température L'eau se transforme en glace à 0 °C et bout à 100°C ; T (K) = t (°C)+ 273°	**Température** L'eau se transforme en glace à 32 degrés Fahrenheit (°F) et bout à 212°F.
Longueur et distance 10 millimètres (mm) = 1 centimètre (cm) 100 centimètres = 1 mètre (m) 1000 mètres = 1 kilomètre (km)	**Longueur et distance** 12 pouces (inches) = 1 pied (foot) 3 pieds = 1 yard = 90 cm; 1 mile = 1,609 km
Volume des liquides 1 centimètre cube (cm^3) = 1 millilitre (mL) 1000 millilitres = 1 litre (L) 1 kilolitre (kL) = 1000 L 1 mètre cube (m^3) = 1.000 L	**Volume des liquides** 8 ounces (oz) = 1 cup (un verre) 2 cups = 1 pint (pt) 2 pints = 1 quart (qt) 4 quarts = 1 gallon US (gal) = 3,785 litres
Masse et poids 1.000 milligrammes (mg) = 1 gramme (g) 1000 grammes = 1 kilogramme (kg)	**Masse et poids** 16 ounces (oz) = 1 pound (lb) 2,000 pounds = 1 ton (T)
Surface 1 kilomètre carré (km^2) = 1 km x 1 km 1 hectare = 10000 mètres carré (m^2) 100 hectare = 1 kilomètre carré	**Surface** 144 square (sq) inches = 1 sq foot 9 sq ft =1 sq yard (yd); 4840 sq yd = 1 acre 640 acres = 1 sq mile
Vitesse : m/s=mètre par seconde (s) cm/s = cm par seconde(s) m/min = m par minute (min) km/h = km par heure	**Vitesse** ft/s = feet par seconde; yd/min = yd par min mp/h = miles par heure
Force 1 newton (N) = 1 kg x m/s^2	**Force** 1 N = 0.2248 lb; 1 lb = 4.448 N

Quelques unités de mesure et formules importantes
en physique chimie

Au niveau du système métrique, on peut utiliser plus d'une unité de mesure pour décrire la même propriété. Ainsi, différents scientifiques, peuvent utiliser des unités de mesure différentes pour quantifier la même chose, ce qui peut poser parfois des problèmes. Grâce au système international de mesure, les scientifiques sont tombés d'accord sur l'utilisation des unités conventionnelles de mesures. Ce sous-groupe des unités de mesure appelé les unités du SI (*Système International*). Il y a sept (7) unités fondamentales de mesure de base en sciences physiques à partir desquelles les autres unités peuvent être dérivées. (Voir tableau ci-dessous avec leur abréviation).

SI des unités de mesure de base		
Quantités physiques	**Nom de l'unité**	**Abréviation**
Masse	kilogramme	kg
Longueur	mètre	m
Temps	seconde	s
Courant électrique	ampère	A
Température	kelvin	K
Intensité lumineuse	candela	Cd
La quantité d'une substance	mole	mol

Par conséquent le passage d'un système d'unités de mesure peut se faire par simple conversion si bien que certaines unités de mesure non conventionnelles sont graduellement entrain d'être supprimées. Par ailleurs, certaines d'entre elles sont toujours utilisées par des scientifiques. Il est impérativement important de spécifier les unités de mesure que nous utilisons car sans elles, les nombres à eux seuls peuvent ne pas signifier grand chose. Voici quelques unités de mesure non conventionnelles dans le tableau ci-dessous.

Unités de mesure		
Quantités physiques	**Unités non conventionnelles**	**Unités de mesure universelles**
Volume	litre, L	Mètre cube, (m^3)
Pression	Quantité de mercure	pascal, (Pa)
Température	Degré Celsius, °C	kelvin, (K)
Chaleur énergétique	Calorie (cal)	joule, (J)
Masse atomique		u
Concentration molaire		M
Newton (force)		N
Différence de potentiel électrique		V
Activité nucléaire		Bq (Becquerel)

Quelques unités de mesure et formules importantes
en physique chimie

Les préfixes utilisés avec les unités de mesure internationales			
Préfixe	**Symbole**	**Signification**	**Notation scientifique**
Exa-	E	1 000 000 000 000 000 000	10^{18}
Peta-	P	1 000 000 000 000 000	10^{15}
Tera-	T	1 000 000 000 000	10^{12}
Giga-	G	1 000 000 000	10^{9}
Mega-	M	1 000 000	10^{6}
Kilo-	k	1 000	10^{3}
Hecto-	h	100	10^{2}
Deca-	da	10	10^{1}
		1	10^{0}
Deci-	d	0,1	10^{-1}
Centi-	c	0,01	10^{-2}
Milli-	m	0,001	10^{-3}
Micro-	µ	0,000001	10^{-6}
Nano-	n	0,000000001	10^{-9}
Pico-	p	0,000000000001	10^{-12}
Femto-	f	0,000000000000001	10^{-15}
Atto-	a	0,000000000000000001	10^{-18}

Abréviations

Symboles (Français)	Nom (Français)	Symbole (Anglais)	Nom (Anglais)
s	seconde	lb	pound
°C	degré Celsius	°F	degré Fahrenheit
cm	centimètre	gal	gallon
cm^2	centimètre carre	mi	mile
cm^3	Centimètre cube	pt	pint
dm	décimètre	ft	foot
H	gramme	fl oz	Ounce (liquide)
H	heure	in.	inch
m	mètre	yd	yard
kg	kilogramme	qt	quart
L	litre	c	cup ou (verre)
mL	millilitre	oz	ounce
min	minute	tsp	teaspoon ou (cuillerée à café)
mg	milligramme	Y (an)	Year (année)
mm	millimètre	T	‘’tablespoon’’ou (cuillère à table)

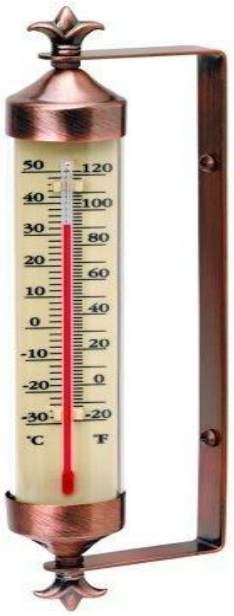
Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

La mesure de la température :

Un thermomètre est un appareil qui mesure la température. Il y a plusieurs formes et dimensions de thermomètres. Les scientifiques mesurent la température en degré Celsius (ºC). Dans certains pays comme aux Etats-Unis d'Amérique, l'unité de mesure de la température est en degré Fahrenheit (ºF).

Comment lire la température sur un thermomètre ? Observe bien le niveau du liquide à l'intérieur du thermomètre et la graduation. Lis les valeurs correspondant au niveau du liquide.

Les échelles de température : Fahrenheit et Celsius



La formule de conversion des degrés Fahrenheit en degré Celsius est la suivante:

$t\ ^{o}F = (t\ ^{o}C \times 9/5) + 32$

Vice versa, à partir des degrés Celsius, nous pouvons connaître leurs correspondances en degrés Fahrenheit par la formule suivante :

$T\ ^{o}C = (t\ ^{o}F - 32) \times 5/9$

Exemples :

Soit une température de 37ºC. Quel est son équivalent en Fahrenheit ?

$t\ ^{o}F = (t^{o}C \times 9/5) + 32$
$= (37 \times 9/5) + 32$
$= (37 \times 1,8) + 32$
$= 66,6 + 32$
$= 98,6\ ^{o}F.$

Soit une température de 70ºF. Quel est son équivalent en Celsius ?

$C = (F - 32) \times 5/9$
$= (70 - 32) \times 5/9$
$= (70 - 32) \times 0,56$
$= 38 \times 0,56$
$= 21,28\ ^{o}C.$

Quelques unités de mesure et formules importantes
en physique chimie

Ainsi, pour convertir des degrés Celsius en températures Kelvin, il faut ajouter 273;
T**K = tºC + 273**.

Par exemple, l'eau bout à t=100ºC, qui est l'équivalent de T K= 100 + 273= 373 K

De la même manière pour passer des degrés Kelvin en degrés Celsius, il faut retrancher 273;
t**ºC = TK – 273.**

Si T= 50 K, l'air se transforme en glace (solide) ! Convertis 50 K en degrés Celsius.
tºC = 50 – 273 = -223 ºC

Quelques températures usuelles exprimées en Fahrenheit, Celsius et Kelvin

	Fahrenheit	**Celsius**	**Kelvin**
L'eau bout à :	212º F	100º C	373 K
L'eau se congèle à :	32º F	0º C	273 K
Zéro absolu :	-459.4 º F	-273º C	0 K
Température normale d'une chambre	70ºF	21ºC	294 K
Température normale du corps	98.6ºF	37.0ºC	310 K
La température typique de cuisson d'une cuisinière	325ºF	163ºC	436 K
Surface du soleil	10,000ºF	6000ºC	6273 K

Quelques unités de mesure et formules importantes
en physique chimie

Tableau de conversion des températures

A partir de :	**en Fahrenheit**	**en Celsius**	**en Kelvin**
Fahrenheit (^{o}F)	F	(t^{o}F-32) x 5/9	(t^{o}F–32) x 5/9 +273
Celsius (^{o}C)	(t^{o}C x 9/5) + 32	^{o}C	t^{o}C + 273,15
Kelvin (K)	(TK –2 73,15) x 9/5 + 32	TK – 273,15	K

Remarque :

Notons que les températures exprimées en Kelvin sont toutes positives. Ceci a un sens du moment que la température en Kelvin est un indicateur de l'énergie cinétique (énergie d'un corps en mouvement) des particules d'une matière, elle ne peut pas être négative. Rappelons aussi que les intervalle des température en Celsius et Kelvin sont les mêmes. Cependant les échelles de températures en Kelvin sont toujours plus grandes de 273° que celles des températures en Celsius.

Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

La mesure de l'énergie :

L'unité usuelle de mesure de l'énergie est **la <u>calorie</u> (cal)**. Une calorie est la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter d'un degré Celsius la température d'un gramme d'eau (**1 cal = 1 g x 1 °C).** Combien de calories de chaleur penses-tu seront nécessaires pour augmenter d'un Celsius la température de 5 grammes d'eau ? Si tu réponds 5 calories, tu as raison car (5 cal = 5 g x 1 Cº).

L'énergie contenue dans un repas est aussi exprimée en calorie. Notons que 1000 calories représentent 1 kilocalorie. Une barre de chocolat contient environ 200 calories, ou 0,2 kilocalorie d'énergie. En rapport avec son poids et son activité physique, le corps d'un étudiant nécessite 2000 à 3000 calories par jour.

Il importe de souligner que **<u>le joule</u>** (**J**) est l'unité internationale de mesure de l'énergie. Pour avoir une idée de ce que représente un joule, imagine de soulever une pomme sur une hauteur d'un mètre. Cette tâche, nécessite une quantité d'énergie d'un joule. Cette unité de mesure a été inventée par <u>James Prescott Joule</u> (1818-1889), un physicien anglais, pionnier dans la compréhension et les avancées en matière d'énergie.

Dans les années 1800, on ignorait la relation entre la chaleur et les diverses formes d'énergie. James Joule a fait beaucoup de recherche sur cette question. Comme résultat de ses observations et expériences, Joule s'est rendu compte que les changements produits par le réchauffement d'une substance peuvent être aussi dus à la dégradation de l'énergie mécanique. Retenons que : **1 cal = 4,184 J**

Signalons qu'une pomme tombant à une hauteur d'un mètre peut fournir une énergie d'une calorie (unité de chaleur). Joule n'a pas utilisé une pomme pour réaliser son expérience, mais, il a découvert que de l'énergie mécanique est en relation avec cette chaleur.

Equations et formules importantes :

Une équation est une expression mathématique qui contient au moins une variable et le signe égal (=). Elle exprime une relation entre deux ou plusieurs quantités. Une formule est un type d'équation spéciale. Elle montre une relation vraie entre plusieurs quantités. Pour trouver la valeur d'une équation ou d'une formule, on doit substituer les quantités connues par leur valeur. **Il ne faut pas oublier d'y intégrer les unités de mesure.**

Exemple :

Calculer la masse d'un morceau d'aluminium qui a un volume de 5 cm^3 et une masse volumique de 2,7 g/cm^3.

Masse volumique (ρ) = $\dfrac{masse}{volume}$

$\rho = \dfrac{m}{v}$ $\Rightarrow$ m= ρ .V =5 x 2,7 = 13,5 g

Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

Quelques formules, équations, et constantes :

$$\rho = \frac{m}{v}$$

Soit d la densité d'un corps

1-Cas des solides et des liquides :

$$d = \frac{\rho}{\rho_e}$$

avec ρ masse volumique du liquide ou du solide et ρ_e masse volumique de l'eau mesurée dans les mêmes conditions de température et de pression.

2- Cas des gaz

$$d = \frac{\rho}{\rho_a}$$

avec ρ masse volumique du gaz mesurée et ρ_a la masse volumique de l'air mesurées dans les mêmes conditions de température et de pression.

Pour un gaz d est aussi égale à sa masse molaire (en g/mole) divisée par 29.

Pourcentage d'erreur :

Pourcentage d'erreur = **Error!** x100

Pourcentage de rendement :

Pourcentage de rendement = **Error!**x100

Pourcentage de massique :

Pourcentage massique = **Error!**x100

Énergie cinétique (EC) :

Énergie cinétique = $\frac{masse \times \text{vitesse}^2}{2}$ avec m en kg, v en m/s et Ec Joule.

Ec = $\frac{mv^2}{2}$

Énergie potentielle de pesanteur :

L'énergie potentielle de pesanteur = Masse x accélération due à la pesanteur x hauteur

Ep = mgh +cte (la constante dépendant du niveau de référence et de l'origine des côtés).

Quantité de matière (mole) :

$$n = \frac{\text{masse}}{\text{masse molaire}} = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)}$$

Concentration molaire volumique :

C = **Error!** en mol/L

Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

Nombre d'Avogadro	$6{,}02 \times 10^{23}$
Vitesse de la lumière	$3{,}00 \times 10^{8}$ m/s
Masse unitaire d'un atome	$1{,}66054 \times 10^{-27}$ kg
Charge d'un électron	$1{,}60 \times 10^{-19}$ C
Mass d'un électron	$9{,}11 \times 10^{-31}$ kg 0,0006 u
Mass d'un proton	1,0073 u = $1{,}6726 \times 10^{-27}$ kg
Mass d'un neutron	1,0087 u = $1{,}6749 \times 10^{-27}$ kg
Constante de Planck (h)	$6{,}6262 \times 10^{-34}$ J-s
Constante universelle des gaz parfaits	0,08206 atm.L/mol.K 8.314 J/mol-K
Volume molaire d'un gaz dans les CNTP	22.4 L/mole

****

Conversion des unités de mesure internationale en unités anglo-saxonnes et vice versa

Pour convertir	**Multiplier par**	**Pour convertir**	**Multiplier par**
cm en in.	0,40	in. en cm	2,54
m en yd	1,09	yd en m	0,91
km en mi	0,62	mi en km	1,61
ml en fl oz	0,03	fl oz en ml	29,57
l en gal	0,26	gal en l	3,79
g en oz	0,04	oz en g	28,35
kg en lb	2,21	lb en kg	0,45

Quelques unités de mesure et formules importantes en physique chimie

Activité

1. Comment appelle-t-on le systèmes d'unité de mesure le plus utilisé par les scientifiques ?
2. Citer trois unités de mesure des températures ?
3. Quelle est l'échelle de température la plus utilisée dans le monde ?
4. Quelles sont les deux échelles de température qui sont les mêmes intervalles ?
5. Quelle est la signification du zéro absolu ?
6. Convertis $85^{o}F$ en degré Celsius (^{o}C), et en degré Kelvin (^{o}K).
7. Quelle est la valeur de $15^{o}C$ en degré Fahrenheit et en degré Kelvin.
8. Convertir :
   a. 15 m en yards
   b. 25 gal en litres (L)
   c. 150 km en miles
   d. 60 lb en kilogrammes

Deuxième partie :
Introduction à la physique

Fiches de leçon de physique de la classe de 4ème

Leçon 1 : Introduction aux sciences physiques

1) Sciences physiques, sciences expérimentales

1.a- La nature et les hommes

Le monde matériel qui nous entoure (l'air, l'eau, la terre, les hommes, les plantes, les animaux, le Soleil, les planètes, l'Univers) s'appelle la nature.
La nature se trouve en état de changement continu ou, autrement dit, en mouvement : les planètes et les astres se meuvent, les fleuves changent de lit, les plantes et les animaux grandissent et se développent.
Grâce à son intelligence et à son travail, l'homme modifie la nature, il construit des villes et des villages, des fabriques et des usines, il laboure et ensemence les champs et conçoit de nombreuses machines. Les connaissances acquises par l'homme sur la nature ont été à la base du développement des sciences.
En étudiant les changements qui se produisent dans la nature, les savants sont arrivés à la conclusion qu'ils sont réguliers, c'est-à-dire qu'il existe une cause pour chaque phénomène. Par exemple, l'attraction de la Terre est la cause de la chute de tous les objets sur sa surface ; la rotation de la Terre autour de son axe explique l'alternance du jour et de la nuit ; la différence de température des masses d'air est une des causes de l'apparition du vent.

1.b - Objet de la physique

La Physique est l'une des sciences qui étudie les propriétés et les lois de la nature. Le terme «physique» vient du mot grec «phusis» qui signifie «nature».
La physique étudie les phénomènes mécaniques, thermiques, électriques, lumineux. Tous ces phénomènes sont physiques. L'ébullition de l'eau, la chute d'une pierre, la fonte de la glace, la luminosité du fil incandescent d'une lampe d'éclairage, l'éclair sont des phénomènes physiques.
Il existe d'autres sciences de la nature telles que l'astronomie, la chimie, la géographie, la botanique, la zoologie. Toutes ces sciences utilisent des lois physiques. La géographie, par exemple, utilise ces lois pour expliquer le climat, le courant des fleuves, la formation des vents.
La zoologie explique, à l'aide de lois physiques, comment les animaux se déplacent sur la terre et les poissons dans l'eau, comment les animaux émettent ou perçoivent les sons, quelle est la structure de leurs organes de vue.
La Physique est une des sciences les plus anciennes. Les premiers physiciens furent les savants grecs qui vivaient plusieurs siècles avant notre ère. Ces savants furent les premiers à essayer d'expliquer les phénomènes de la nature qu'ils observaient.
Le plus grand des savants de l'Antiquité fut Aristote (384-322 avant notre ère) c'est lui qui introduisit le mot «physique» dans la science.
La Physique se développa grâce aux découvertes de nombreux grands savants, dont Galilée Galiléo, Issac Newton, Michael Faraday, Dimitri Mendéléev , Pierre et Marie Curie, Ernest Rutherford, Albert Einstein ...

1.c- Objet de la chimie

La chimie est la science qui étudie comment sont faits les éléments de la nature, la manière dont ils se combinent, se transforment et réagissent entre eux.
Par exemple, l'analyse chimique de l'air montre de quels éléments il est formé. Les produits chimiques sont fabriqués par l'industrie chimique.

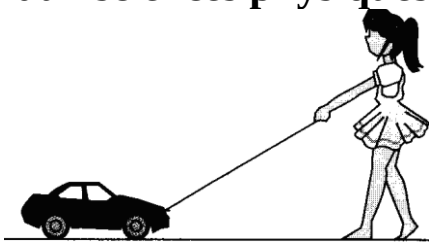
2) Exemples de phénomènes physiques et de phénomènes chimiques

2 .1- Exemples de phénomènes physiques

Introduction aux sciences physiques

- **Mise en mouvement d'un corps**

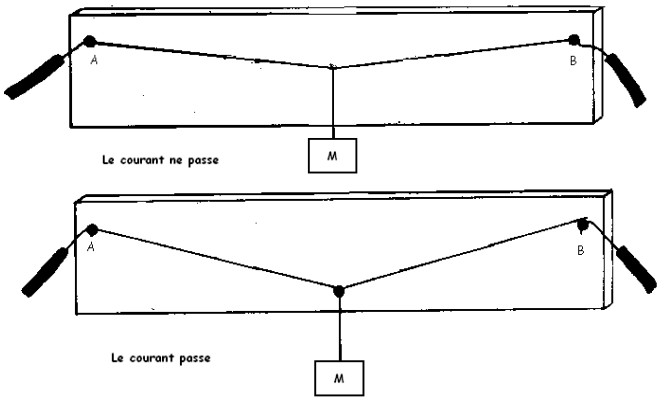
Pour déplacer son jouet, un enfant le tire. Il exerce une action mécanique sur le jouet.



C'est le phénomène mécanique qui est observé.

- **Dilatation**

Un fil métallique AB, conducteur du courant est tendu sur une planchette verticale entre deux supports A et B. Une masse M suspendue au milieu du fil permet de bien tendre ce dernier. Faisons passer le courant électrique dans le fil AB.

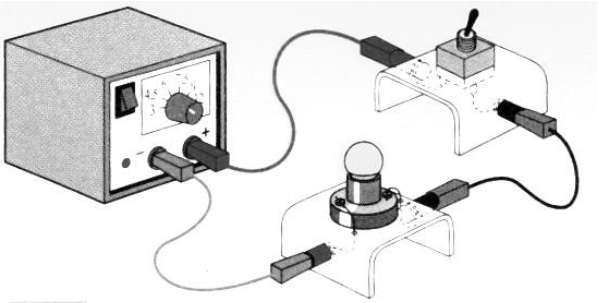


On constate que :

- La masse M descend ce qui montre que le fil AB s'allonge ; il se dilate : c'est le phénomène de dilatation.

- **Phénomène électrique**

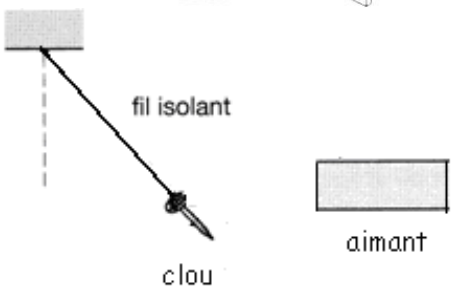
Allumons la lampe en agissant sur l'interrupteur.



On a provoqué un phénomène électrique qui permet à la lampe de briller.

- **Phénomène magnétique**

Approchons un aimant d'un clou accroché à un fil. On constate que le clou est attiré par l'aimant.



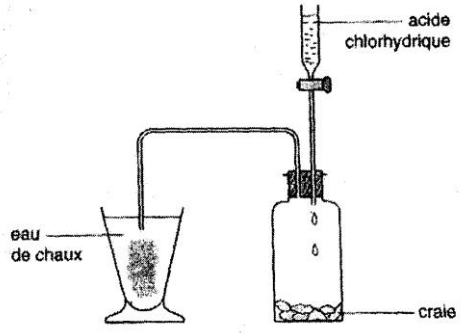
C'est le phénomène magnétique qui est mis en évidence.

2.2- Exemples de phénomènes chimiques

- **Action du jus de citron sur le calcaire**

Une vive effervescence se produit sur la craie :

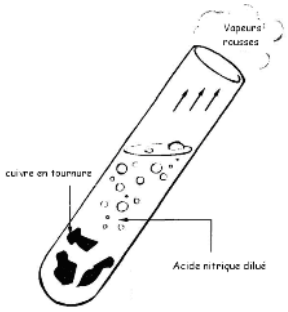
un gaz se dégagé.



Le gaz obtenu «barbote» dans eau de chaux qui peu à peu se trouble : le gaz formé est du dioxyde de carbone.
Un corps pur nouveau s'est formé : une réaction s'est produite. Dans cette expérience, c'est un phénomène chimique qui s'est produit.

Introduction aux sciences physiques

- **Action de l'acide nitrique sur le cuivre**



Plongeons une tournure de cuivre dans une solution d'acide nitrique diluée.

On constate que le milieu initialement incolore devient de plus en plus bleu et vapeurs rousses se dégagent du tube à essais. Dans cette expérience, c'est un phénomène chimique qui s'est produit.

3) Les divers états de la matière

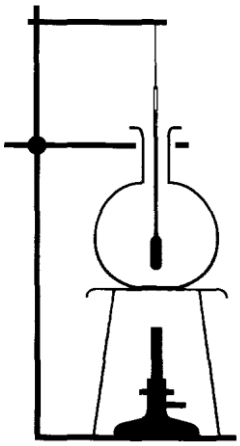
3.1- Les états physiques de l'eau

Dans la nature, l'eau apparaît le plus fréquemment sous forme liquide (rivières, lacs, eau coulant au robinet,...) : on dit que son état physique est l'état liquide.
Cependant, l'eau se trouve aussi à l'état solide (glace par exemple) et à l'état gazeux (vapeur d'eau).
Les passages d'un état physique à l'autre s'appellent les changements d'état.

3.2- Les changements d'états de l'eau pure

3.2.1 - De l'état liquide à l'état gazeux

- **Evaporation**



Le linge sèche rapidement lorsqu'il y a du vent. Un peu d'eau dans une assiette disparaît si on attend suffisamment longtemps. L'eau s'est évaporée : elle s'est transformée en un gaz invisible, la vapeur d'eau. À la température ordinaire, lorsque l'eau liquide passe à l'état gazeux, on dit qu'elle s'évapore : c'est le **phénomène d'évaporation**. De même, un parfum s'évapore facilement : son odeur se répand rapidement.

- **Ebullition**

Chauffons de l'eau. Lorsqu'elle bout, des bulles se forment, montent, puis éclatent à sa surface : ce sont des bulles de vapeur d'eau. L'eau liquide passe alors de l'état liquide à l'état gazeux : c'est le **phénomène d'ébullition**. Plus généralement on appelle vaporisation, le passage d'une substance de l'état liquide à l'état gazeux. La vaporisation d'un liquide peut avoir lieu par évaporation ou par ébullition.

Dans les conditions normales, l'ébullition et la vaporisation de l'eau pure sont réalisées à la température fixe de **100°C**.

3.2.2 - De l'état liquide à l'état solide

Mettons au congélateur un verre contenant de l'eau. L'eau devient de la glace : elle se solidifie La glace est de l'eau à l'état solide.
Tous les liquides, comme l'huile ou le lait passent de l'état liquide à l'état solide lorsqu'on les refroidit.
On appelle **solidification**, le passage d'une substance de l'état liquide à l'état solide.
Dans les conditions normales, la solidification de l'eau pure est réalisée à la température fixe de **0°C**.

3.2.3 - De l'état solide à l'état liquide

Un glaçon fond si on le chauffe ou si on le laisse hors du congélateur : on obtient de l'eau liquide.
De même, la plupart des solides, par exemple le fer, fondent quand on les chauffe.
On appelle **fusion**, le passage d'une substance de l'état solide à l'état liquide.
Dans les conditions normales, la fusion de glace est réalisée à la température fixe de **0°C**.

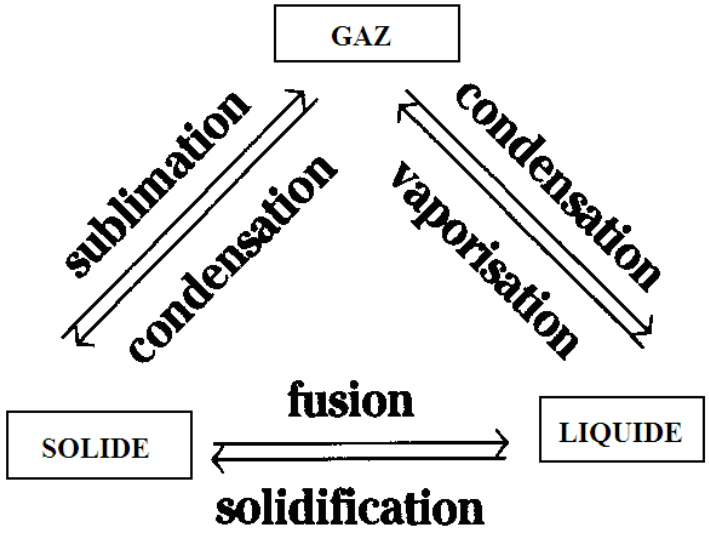
3.2.4 - De l'état gazeux à l'état liquide

Pendant l'ébullition de l'eau, au contact d'une paroi froide (col du ballon ou coupelle), la vapeur d'eau passe de l'état gazeux à l'état liquide : elle se liquéfie. Plus généralement :
On appelle **liquéfaction**, le passage d'une substance de l'état gazeux à l'état liquide.
À l'état de gaz (vapeur), l'eau est invisible ; les nuages, le brouillard tel que le panache blanc au-dessus des tours de refroidissement sont constitués de fines gouttelettes d'eau liquide.
Dans les conditions normales, la **liquéfaction** de la vapeur d'eau est réalisée à la température fixe de **100°C**.

3.3- Généralisation

La plupart des corps peuvent aussi subir les mêmes transformations que l'eau.

3.4- Schéma récapitulatif



Introduction aux sciences physiques

EVALUATION		**Niveau : 4ème**
Domaine : **PHYSIQUE**		Chapitre : **Introduction aux Sciences physiques**

1 Donner deux exemples de phénomènes physiques et deux exemples de phénomènes chimiques.

2 Cocher la (ou les) bonne(s) réponse(s) :

1) Avant de mettre du matériel en verre à chauffer sur le feu, je dois m'assurer d'abord

☐ qu'il est incassable ☐ qu'il est sec

☐ qu'il est réfractaire ☐ qu'il est solide

☐ mesurer le temps ☐ repérer la chaleur

☐ mesurer la dilatation ☐ repérer la température

3 Un corps s'échappe sous forme de bulles à travers un liquide. On peut affirmer avec certitude qu'il s'agit :

☐	de l'air
☐	de l'eau
☐	d'un gaz
☐	d'un fluide quelconque

4 (Mettre une croix dans la bonne case)

Le passage de l'eau de l'état liquide à l'état gazeux est :

la gazéification	☐	la sublimation	☐
la liquéfaction	☐	la vaporisation	☐

5 La formation du dioxyde de carbone de formule CO_2 à partir du carbone et du dioxygène est-elle une transformation physique ou une transformation chimique ?

6 On donne les renseignements suivants sur des corps. Indiquer par une ou des croix l'(les) état(s) physique(s) de ce(s) corps.

	solide	liquide	gazeux
Fluide			
Peut se vaporiser			
Peut fondre			
Peut se dilater			
Coule			

Introduction aux sciences physiques

7 Rectifier les phrases suivantes (tout en conservant la partie soulignée) quand elle existe :

1) Les liquides sont des fluides mais les gaz ne le sont pas.
2) Les liquides sont aussi compressibles que les gaz.
3) La sublimation est la vaporisation à froid.
4) La filtration est un phénomène chimique.
5) Chauffée, l'eau liquide se sublime.

8

1) Donner 2 exemples de vaporisation.
2) Vous êtes dans une automobile climatisée pendant l'hivernage. Il y a de la buée qui se forme sur le pare brise. A votre avis, cette buée va se former à l'extérieur ou à l'intérieur ?

9 Moussa a relevé les températures de refroidissement de l'eau. Voici le graphe donnant les variations de cette température en fonction du temps de refroidissement.

1) Quelles sont les échelles utilisées sur chaque axe ?
2) Pendant combien de temps n'a- t- on eu que de l'eau liquide ?
3) Que se passe-t-il entre 3 et 7 minutes ? Quel sera alors l'état physique de l'eau après 7 mm ?
4) Quel est le changement d'état correspondant ?

Leçon 2 : Grandeurs physiques et mesures

1) Grandeurs physiques

1.1- Notion de grandeur physique

On peut, à l'aide d'une règle, mesurer la longueur d'une feuille de papier A4 ou à l'aide d'une balance mesurer la masse d'un sachet de sucre. Dans ces deux cas, la longueur de la feuille et la masse du sachet de sucre représentent des grandeurs physiques.

1.2- Mesure et appareils et instruments de mesure

Dans le cas de la feuille de papier A4, on trouve 29,7 cm. 29,7 représente **la mesure** de la longueur de la feuille de papier A4 ; la règle utilisée pour effectuer la mesure représente **l'instrument de mesure**. Si on note L la longueur de la feuille, on peut écrire : L = 29,7 cm.
Ici, L est le symbole de la longueur et cm l'unité de longueur utilisée.
De même, pour le sachet de sucre, si la pesée de la masse donne 250 g, 250 g représentera la **mesure de la masse** du sachet de sucre et la balance, **l'appareil de mesure**. Si on note m la masse du sachet de sucre, on peut écrire : m = 250 g.
Ici, m est le symbole de la masse et g l'unité de masse utilisée.

1.3- Précision d'une mesure

Les valeurs numériques en Sciences Physiques résultent de mesures et sont donc connues avec une incertitude liée au dispositif expérimental. On doit tenir compte de cette incertitude **en donnant les chiffres significatifs convenables.**
Exemple :
Si on mesure la longueur d'une feuille de papier avec un double décimètre, le résultat sera connu au millimètre près. En donnant comme résultat «29,7 cm», on fait comprendre qu'il y a un doute sur le chiffre «7» qui est le dernier chiffre écrit.
Le dernier chiffre d'une valeur numérique donne une indication sur la précision avec laquelle cette valeur a été mesurée ou calculée.
En l'absence d'autres indications, on considère que l'incertitude sur une valeur numérique est égale à une demi-unité du dernier chiffre exprimé.
Ainsi si on écrit que la longueur de la feuille est L = 29,7 cm sans autre indication, on suppose que la vraie valeur de L est comprise entre 29,65 cm et 29,75 cm.

1.4-Tableau de quelques grandeurs physiques avec leurs appareils ou instruments de mesure et leurs unités usuelles et internationales

grandeurs physiques	**Longueur**	**Masse**	**Temps**
appareils ou instruments de mesure	- règle - décamètre - chaîne d'arpenteur	-balance - pèse-personne -bascule	- chronomètre - montre
unités usuelles (symboles)	centimètre (cm) décimètre (dm) décamètre (dam) kilomètre (km)	gramme (g) décigramme (dg) centigramme (cg) milligramme (mg) tonne (t) quintal (q)	minute (min) heure (h) jour (j) année (an)
unités internationales (symboles)	mètre (m)	kilogramme (kg)	seconde (s)

Grandeurs physiques et mesures

2) Notation scientifique et conversion

2.1- Utilisation des puissances de 10

- La notation scientifique est utilisée pour exprimer un grand ou un petit nombre. Pour exprimer un nombre **plus grand que 1**, on déplace la virgule décimale de la droite jusqu'à la gauche du premier chiffre différent de zéro. Le nombre de positions correspondant au déplacement de la virgule devient l'exposant de 10 dans la notation.

Exemples :

2.500.000 peut être exprimé en $2,5 \times 10^6 = 2,5 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10$.

18.930.000 peut être exprimé en $1,893 \times 10^7 = 1,893 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10$.

- Pour un nombre **plus petit que 1**, On déplace la virgule décimale de la gauche jusqu'à la droite du premier chiffre différent de zéro. Le nombre de positions correspondant au déplacement de la virgule devient l'exposant de 10 dans la notation.

Exemples :

0,000056 peut être exprimé en $5,6 \times 10^{-5} = \dfrac{5.6}{10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10}$

0,0027 peut être exprimé en $2,7 \times 10^{-3} = \dfrac{2.7}{10 \times 10 \times 10}$

- Pour **additionner ou soustraire** des nombres dans une notation scientifique, les exposants de ces nombres doivent être les mêmes. S'ils sont différents, il faudra transformer les nombres pour avoir les mêmes exposants.

Exemples :

Exemple 1 : Additionner 32×10^3 et $5,1 \times 10^3$

$32 \times 10^3 + 5,1 \times 10^3 = (32 + 5,1)\ 10^3 = 37,1 \times 10^3$

Soustrais $5,4 \times 10^7$ de $6,8 \times 10^7$

Exemple 2 : Soustraire $5,4 \times 10^7$ de $6,8 \times 10^7$

$6,8 \times 10^7 - 5,4 \times 10^7 = (6,8 - 5,4) \cdot 10^7 = 1,4.10^7$

- Pour **multiplier ou diviser** des nombres dans une notation scientifique, les exposants de ces nombres doivent être additionnés ou soustraits entre eux.

Exemple 3 : Quel est le produit de $1,2 \times 10^3$ et $3,4 \times 10^4$

$(1,2 \times 10^3)(3,4 \times 10^4) = (1,2 \times 4,3) \times (10^{3+4}) = 4,08 \times 10^7$

Exemple 4 : Divise $5,0 \times 10^9$ par $2,5 \times 10^6$

$(5,0 \times 10^9) \div (2,5 \times 10^6) = (5,0 / 2) \times (10^{9-6}) = 2 \times 10^3$

2.2-Conversions entre unités usuelles et unités internationales

Exemple : Le mètre, ses multiples et ses sous-multiples

Convertir 23 m en km puis en cm, 45 dm en km puis en mm, 12 m en hm et 0,76 m en mm puis en hm.

km	hm	dam	m	dm	cm	mm
		2	3	0	0	
0,	0	2	3			
0,	0	0	4	5		
			4	5	0	0
			0	7	6	0
	0,	0	0	7	6	

23 m = 0,023 km = $2,3x10^{-2}$ km
23 m = 2300 dm = $2,3x10^{3}$ cm
45 dm = 0,0045 km = $4,5x10^{-3}$ km
45 dm = 4500 mm = $4,5x10^{3}$ mm
0,76 m = 760 mm = $7,6x10^{2}$ mm
0,76 m = 0,0076 hm = $7,6x10^{-3}$ hm

2.3- Ordre de grandeur d'une valeur numérique

Pour trouver l'ordre de grandeur d'une valeur numérique, on, procède comme suit :

- On écrit la valeur considérée en notation scientifique sous forme d'un nombre compris entre 1 et 9,99...suivi d'une puissance de 10.

Exemple: 6370 s'écrit $6,370x10^{3}$

- On cherche la puissance de 10 la plus proche de la valeur ainsi écrite.
- Si le nombre est inférieur à 5, l'ordre de grandeur est égal à la puissance de 10.
- Si le nombre est supérieur à 5, l'ordre de grandeur est égal à 10 multiplié par la puissance de 10.

Exemples : $6,370x10^{3}$ a pour ordre de grandeur 10^{4} ;
$3,86x10^{5}$ a pour ordre de grandeur 10^{5} ;
$7,2x10^{-4}$ a pour ordre de grandeur 10^{-3}

2.4- Chiffres significatifs

Exemple:

Un grain de sable a un diamètre de 0,0041 cm. Il revient au même d'écrire que le diamètre du grain de sable vaut : 0,0041 cm, $4,1x10^{-3}$ cm ou $41x10^{-4}$ cm. Ces valeurs comportent 2 chiffres significatifs : les chiffres «4» et «1». En revanche, si on écrit que le diamètre du cheveu vaut 0,00410 cm, cela signifie que la mesure a été faite au cent millième de centimètre près. Les trois derniers chiffres 4, 1 et 0 sont significatifs.

On appelle chiffres significatifs d'une valeur numérique tous les chiffres autres que les «0» placés à gauche du nombre.

Habituellement, les résultats demandés comportent 2 ou 3 chiffres significatifs. Présenter un résultat avec un nombre de chiffres excessif est considéré comme une erreur.

Grandeurs physiques et mesures

EVALUATION	**Niveau : 4ème**
Domaine : **GENERALITES**	Chapitre : **Grandeurs physiques et mesures**

Effectuer les opérations suivantes :

a. $2{,}3.10^{8} + 1{,}5.10^{8}$

b. $8{,}6.10^{17} - 4{,}5.10^{17}$

c. $2{,}1.10^{5} \times 4{,}3.10^{5}$

d. $12{,}5.0^{16} : 3{,}5 .10^{6}$

Leçon 3 : Masse, masse volumique et densité

1. La masse

1.1. Définition

La masse d'un corps est la grandeur que mesure une balance.
La masse d'un corps est une grandeur constante, elle reste invariable quel que soit le lieu.

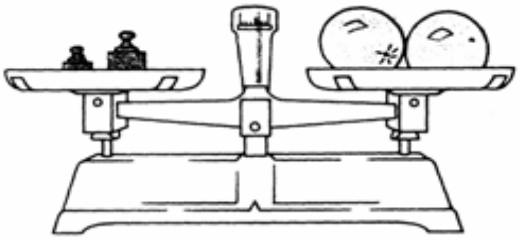
1.2 Unité de mesure

Dans le système international, l'unité de masse est le kilogramme (kg).
Les sous-multiples du kilogramme sont le gramme (g), le décigramme (dg) et le milligramme (mg) ; Les multiples du kilogramme sont le quintal (q) et la tonne (t).

1.3 Exemples de balances

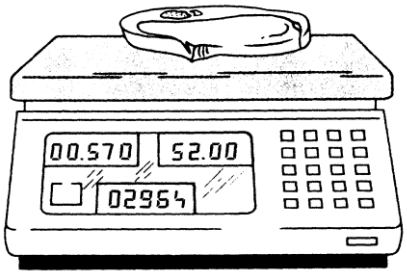
- **La balance Roberval**

Inventée par Gilles Personne né à Roberval (Oise), cette balance possède 2 plateaux et sa manipulation nécessite l'emploi de masses marquées. Elle fut pendant longtemps la plus répandue des balances commerciales. Elle est encore utilisée sur les marchés.



- **La balance électronique**

Elle affiche directement la masse du corps déposé sur le plateau.



1.4 Mesures de masse

I.4.a - La simple pesée

1. Equilibre à vide

2. Equilibre rompu

3. Equilibre en charge

Mode opératoire

- Repérer la position de l'aiguille lorsque la balance est en équilibre à vide.

- Poser l'objet à peser au centre d'un plateau : l'équilibre est rompu, l'aiguille penche du côté du plateau chargé.

- Poser les masses marquées dans l'autre plateau en les essayant dans l'ordre décroissant jusqu'à ce que l'aiguille reprenne sa position de départ.

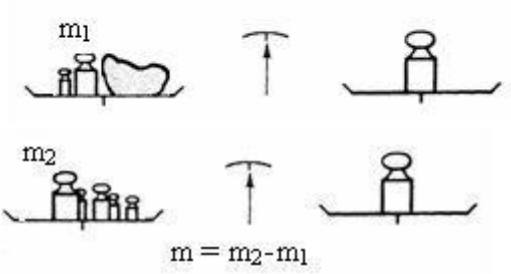
Le résultat

La somme des masses marquées représente la masse m de l'objet : $\mathbf{m = m_1 + m_2 + m_3}$.

Masse, masse volumique et densité

I.4.b- La double pesée

On l'appelle double pesée par substitution ou double pesée de Borda.
Pour ne pas salir ou détériorer la balance, imposons-nous de ne faire la tare qu'en puisant dans la boîte de masses marquées. Une précaution est cependant indispensable : ne pas immobiliser sur le plateau de la tare les masses marquées nécessaires à la réalisation du second équilibre. Cela conduit à se donner la règle suivante.



On choisit comme tare la plus petite masse marquée dont la valeur est supérieure à celle de la charge de l'objet à peser.

On ajuste l'équilibre par des masses marquées placées dans l'autre plateau.

Avantage de la double pesée : La double pesée n'exige pas une balance juste. La pesée par substitution permet de peser juste avec une balance fausse
Remarque : La simple et la double pesée comportent l'observation de deux équilibres. Dans la simple pesée, cependant, seul, le second équilibre fait intervenir des masses marquées. D'où l'expression « simple pesée « qui désigne cette méthode et l'expression « double pesée » attribuée à la pesée par substitution.

2. La masse volumique

Masse volumique d'une substance homogène

2.1- Définition et unité de masse volumique

La masse volumique d'une substance est la masse de l'unité de volume de cette substance.
Si le volume V de la substance a pour masse m, on obtient la masse de l'unité de volume, c'est-à-dire la masse volumique, en divisant m par V. D'où la relation :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

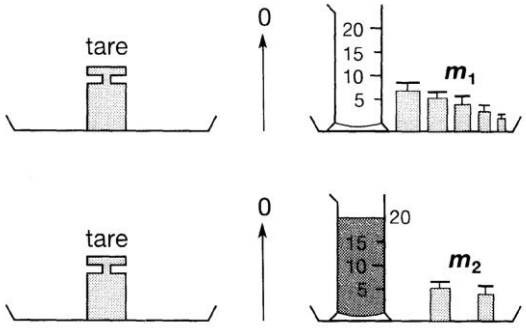
L'unité internationale de masse volumique est le $kg.m^{-3}$ on utilise également le $g.cm^{-3}$.
En ce qui concerne les unités, il faudra être cohérent :
- si on exprime m en kg et V en m^3, on obtient ρ en $kg.m^{-3}$
- si on exprime ρ en $g.cm^{-3}$ et V en cm^3, on obtient m en g.

2.2- Détermination de la masse volumique de quelques substances

2.2.1- cas d'une substance liquide

On réalise l'expérience de la figure suivante (double pesée), la même tare dans le plateau de gauche :
- Première pesée : une éprouvette à pied vide et des masses marquées de masse totale m_1 en grammes.

- Deuxième pesée : l'éprouvette à pied remplie de mercure jusqu'à la graduation V cm^3 et une masse m_2 en grammes.

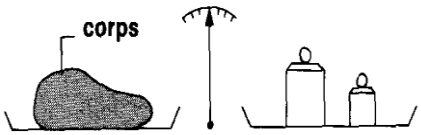


La masse volumique du liquide est donnée par la relation : ρ = **Error! où m = $m_1 - m_2$**

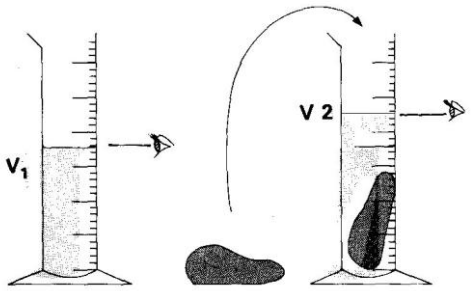
2.2.2- cas d'une substance solide :
Le solide n'a pas une forme géométrique et il n'est pas possible de calculer son volume en mesurant ses dimensions.

Détermination de la masse m du corps :

La masse peut être déterminée par simple pesée ou par la méthode de la pesée par substitution.



Détermination du volume V du corps :
Mettons de l'eau dans une éprouvette graduée jusqu'au niveau V. Plongeons le corps dans le liquide : le niveau monte jusqu'en V_2. Le volume V de l'objet est $V = V_2 - V_1$.



Détermination de la masse volumique :

On applique la formule $\rho = \frac{m}{V}$

<u>Remarque</u> : Si le corps flotte sur l'eau (liège, bois, polystyrène ...) son volume ne peut être déterminé aussi simplement. Il faut alors l'enfoncer dans le liquide en se servant d'une épingle.

3. <u>Densité</u>

3.1.-Densité relative d'un corps :
La densité d'un corps est définie par rapport à un corps de référence. Par exemple, la densité d'un corps A par rapport à un corps B est donnée par la relation :

$$\mathbf{d_{A/B}} = \frac{\rho_A}{\rho_B}$$

ρ_A et ρ_B sont les mases volumiques des corps A et B.

Masse, masse volumique et densité

La densité est une grandeur sans unité.
Généralement, on définit la densité des solides et des liquides par rapport à l'eau et la densité des gaz par rapport à l'air.

3.2.- Densité d'un liquide ou d'un solide :
La densité d'un solide ou d'un liquide est définie par rapport à l'eau :

$$\mathbf{d} = \frac{m}{m_e} = \frac{\rho V}{\rho_e V}$$

et comme $m = \rho V$ et $m_e = \rho_e V_e$, alors $\mathbf{d} = \frac{\rho}{\rho_e}$

ρ et ρ_0 sont les mases volumiques respectives du solide ou du liquide et de l'eau.

3.3.- Densité d'un gaz :
La densité d'un gaz est définie par rapport à l'air :

$$\mathbf{d} = \frac{m}{m_a} = \frac{\rho V}{\rho_a V}$$

et comme $m = \rho V$ et $m_a = \rho_a V$, alors $\mathbf{d} = \frac{\rho}{\rho_a}$

ρ et ρ_a sont les mases volumiques respectives du gaz et de l'air.
La masse volumique de l'air vaut $\rho_a = 1{,}29\ kg.m^{-3}$ ou $\rho_a = 1{,}29\ g.L^{-1}$.
$d = \frac{M}{29}$ (où M est la masse molaire du gaz exprimée en gramme par mole).

<u>Remarque</u> : La masse volumique permet de caractériser une substance.

Leçon 4 : Poids - Relation entre poids et masse

1 - Poids d'un corps

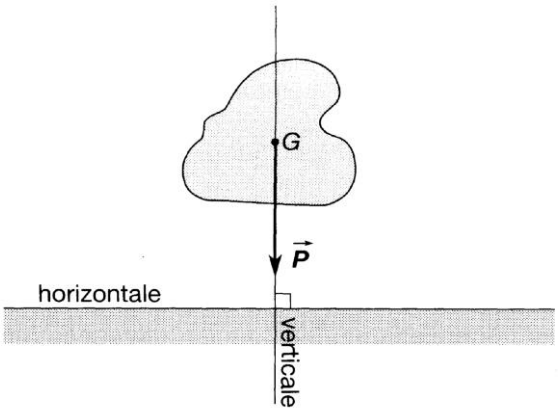
1.1 - Définition, représentation et mesure du poids

Le poids d'un corps représente l'attraction que la terre exerce sur ce corps.
Le poids d'un corps est une grandeur vectorielle.

• Les caractéristiques du vecteur poids $\vec{P}$ d'un corps sont :

- **point d'application** : son centre de gravité G
- **droite d'action** : la verticale passant le centre de gravité G du corps
- **sens** : vers le bas
- **intensité** : son poids P.

1.2 - représentation



1.1 - mesure du poids

Le poids d'un corps de mesure avec un dynamomètre : on suspend le corps au dynamomètre on lit directement la valeur du poids en newtons (N).

L'unité internationale de poids est le newton (N).

2 - Relation entre poids et masse

2.1 - intensité de la pesanteur

A l'aide d'une balance mesurons la masse de différents objets de nature et de forme quelconques.
Vérifions d'abord le zéro du dynamomètre (et réglons-le si nécessaire).
Puis, mesurons le poids de ces mêmes objets.

Les résultats obtenus sont donnés dans le tableau suivant :

m (kg)	0,091	0,162	0,214	0,259	0,341	0,408
P (N)	0,9	1,6	2,1	2,6	3,4	4,1
P/m						

Poids - Relation entre poids et masse

En un lieu donne le rapport du poids à la masse est constant.

Poids et masse sont donc des grandeurs proportionnelles.
Cette constante notée g est appelée intensité de la pesanteur elle varie en fonction du lieu.

On a la relation : g = P/m

lieu	**Dakar**	**Paris**	**équateur**
g (en N/kg)	9,78	9,81	9,76

2.2 - Relation entre poids et masse
Le poids P et la masse m d'un corps sont liés par la formule fondamentale

P = mg

P : poids en newtons (N)
m : masse en kilogrammes (kg)
g : intensité de la pesanteur (N/kg)

2.3 – distinction entre poids et masse

- Le poids est une grandeur vectorielle alors que la masse est une grandeur scalaire
- Le poids varie avec le lieu alors que la masse reste constante quel que soit le lieu.

Poids - Relation entre poids et masse

EVALUATION		**Niveau : 3ème**
Domaine : **MECANIQUE**		Chapitre : **Poids – relation entre poids et masse**

1 Compléter les phrases suivantes :

1) On appelle poids d'un corps ……. exercée par la ……. sur ce corps.
2) Le poids d'un corps peut-être représenté par un ……. de direction et orienté du ……. vers le ……
3) La relation entre le poids P d'un objet et sa masse m s'écrit……
4) Le poids d'un objet s'exprime en ……
5) La droite d'action du poids passe toujours par le ……du corps.
6) La direction du poids est toujours la ……du lieu.

2 Cocher la bonne réponse. En un même lieu :

□ la masse d'un corps varie
□ le poids d'un corps varie
□ l'intensité du poids varie

□ la masse d'un corps ne varie pas.
□ le poids d'un corps ne varie pas
□ l'intensité du poids ne varie pas.

3 Une papaye a un poids de 10 N. Représenter son vecteur -poids. Echelle : 1 cm pour 2N.

4 Sur Terre, un homme a un poids de 784 N ; sur la Lune son poids est de 128 N.

Cocher la bonne réponse

1) Sa masse mesurée sur Terre est :

□ 6kg	□ 8kg	□ 13 kg	□ 80kg

2) Sa masse mesurée sur la Lune est :

□ 6kg	□ 8kg	□ 13 kg	□ 80kg

On donne : g_{Terre} = 9,8N/kg ; g_{Lune}= 1,6N/kg

5 Découpe un rectangle dans un carton rigide, puis perce trois trous espacés sur son pourtour. Détermine expérimentalement la position de son centre de gravité G. Vérifie que G est à l'intersection des diagonales du rectangle.

6 Avant de partir pour un vol sur la Lune, un astronaute sur terre pose son scaphandre sur le plateau d'une balance et il lit : 120 kg

1) Quelle caractéristique du scaphandre mesure-t-il ?
2) Il suspend alors son scaphandre à l'extrémité d'un dynamomètre. Quel est le résultat de sa mesure ?
3) Arrivé sur la Lune quelle sera sa masse ?
4) Il suspend maintenant son scaphandre à l'extrémité du dynamomètre.
Quel est le résultat de sa mesure ?
g (Terre) = 9,8 N/kg ; g (Lune) = 1,6 N/kg

Poids - Relation entre poids et masse

7 Voici 2 tableaux :

Animaux	bœuf	chien	chat
Poids (N)	6500	220	12
Masse (kg)	650	22	1,2
P/m			

lieu	**Dakar**	**Paris**	**équateur**
Poids (N)	293,4	294,3	292,9
Masse (kg)	30	30	30
P/m			

1) Compléter ces tableaux en calculant les rapports P/m
2) Donner une conclusion pour chaque tableau.

8 En Juillet 1969 l'astronaute ***Neil Armstrong*** a rapporté un échantillon de roche de la Lune.

	Intensité de la pesanteur	**Masse de l'échantillon**	**Poids de l'échantillon**
Terre	9,8 N/kg	1,2 kg	
Lune			

Sachant que l'intensité de la pesanteur sur la Lune est six fois plus faible que sur la Terre, compléter ce tableau.

9 En réalité la Terre est légèrement aplatie aux pôles. Justifier alors le fait qu'une même personne n'ait pas le même poids selon le lieu où elle se trouve.
II en est de même pour une personne située à basse altitude (niveau de la mer) ou en montagne. Est-il préférable alors pour un sportif de pratiquer le saut en hauteur à Mexico plutôt qu'à Dakar ?

10 On donne g = 10 N/kg

On considère une boule de masse m = 200 grammes en équilibre accroché à un ressort.

1) Représenter à l'équilibre le ressort portant la masse sur un schéma.
2) Nommer les forces qui s'exercent sur la boule.
3) Déterminer leur intensité et conclure.
4) Représenter sur le schéma les forces qui s'exercent sur la boule en prenant pour échelle 1 cm pour 1 N.

Leçon 5 : Introduction à l'électricité

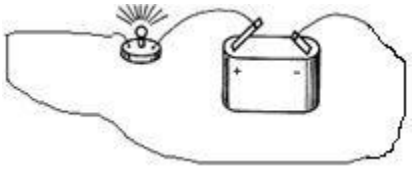
1ère SECTION : Le courant électrique

1 - Le circuit électrique

1.1 - Etude expérimentale

1.1.1 – Expérience

Dispositif expérimental
Un circuit électrique simple est réalisé avec les éléments suivants : une pile, une ampoule et des fils métalliques.

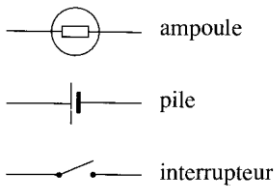


Observations
• La lampe éclaire, le circuit électrique fonctionne : il est traverse par un courant électrique.
• On retire la pile, la lampe n'éclaire pas, le circuit ne fonctionne pas : aucun courant ne traverse le circuit électrique.

1.1.2 – Définition
Un circuit électrique est une chaine ininterrompue d'éléments reliés entre eux par des fils conducteurs et comportant au moins un générateur.

1.2 - Les éléments d'un circuit électrique
Le circuit électrique comprend toujours au minimum trois éléments.
• **Un générateur** qui fournit le courant le courant électrique.
Exemples : une pile, une batterie, un groupe électrogène.
• **Un récepteur** : c'est un appareil qui, pour fonctionner, doit être traversé par le courant électrique.
Exemples : ampoules, moteurs, appareils électroménagers etc.
• **Des fils de connexion** : ils servent à relier les différents éléments du circuit.
• **Interrupteur** : il sert à fermer ou à ouvrir le circuit
Remarque : Tous ces éléments du circuit possèdent chacun deux bornes : ce sont des dipôles.

1.3 - Représentation du circuit électrique
Les éléments d'un circuit électrique sont représentés par des schémas conventionnels.



Quelques schémas conventionnels

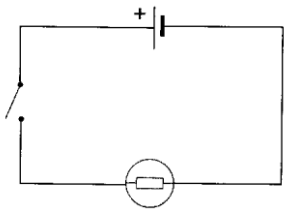
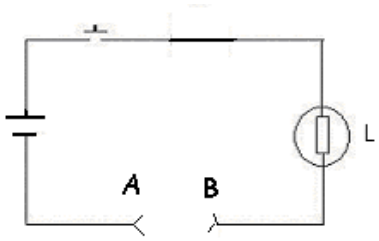


Schéma d'un circuit électrique simple

Introduction à l'électricité

1.4- Conducteurs et isolants



On réalise le montage ci-contre.

On insère entre A et B les objets suivants : fil de cuivre**,** fil d'aluminium**,** tube de plastique (mine de stylo à bille), mine de crayon noir (graphite)**,** brin de balai, pièce de monnaie puis on fermer l'interrupteur.

On complète le tableau suivant en mettant des croix dans la case correspondant.

Objet	rien (air)	fil de cuivre	fil d'aluminium	tube de plastique	mine de crayon noir (graphite)	brin de balai
Conduit le courant électrique		x	x		x	
Ne conduit pas le courant électrique	x			x		x

les objets en cuivre, aluminium, fer, graphite laissent passer le courant : ce sont des conducteurs électriques.

L'air, les matières plastiques, le bois sec, le verre ne laissent pas passer le courant : ce sont des isolants électriques.

1.5 - Association de récepteurs

Deux types de montages existent pour placer plusieurs récepteurs dans un même circuit électrique : en série ou en dérivation.

1.5.1 - Montage en série

Les appareils sont placés les uns à la suite des autres : c'est un montage en série. Si une lampe est retirée ou grillée, l'autre n'éclaire pas.

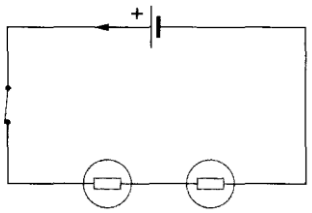


Schéma d'un montage en série

1.5.2 - Montage avec dérivations

Le circuit suivant comprend deux lampes. Leurs bornes respectives sont reliées entre elles en A et en B. Ces points de jonction sont appelés noeuds. Entre les noeuds A et B il y a deux dérivations : dans un tel circuit les récepteurs sont montés en dérivation (ou en parallèle).

Si une lampe est retirée ou grillée, l'autre continue à éclairer.

Introduction à l'électricité

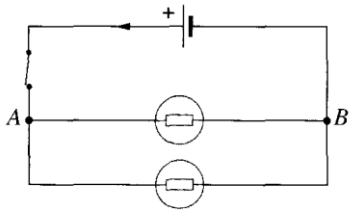


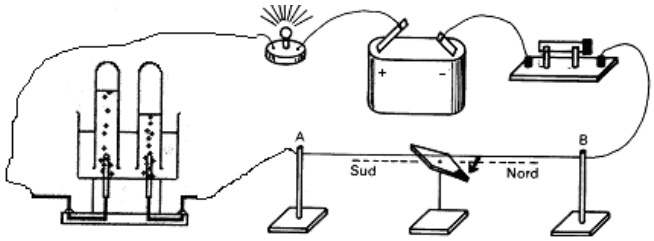
Schéma d'un montage avec dérivations

Remarque : Dans le cas où trois récepteurs (ou plus) sont placés dans le circuit, des montages plus complexes associant les deux types précédents peuvent être rencontrés.

2 - Effets et sens conventionnel du courant

2.1- Les effets du courant électrique

2.1.1- Expérience



Réalisons le montage de la figure suivante. On ferme l'interrupteur. Qu'observe-t-on :

u niveau de la lampe ?

u niveau de l'aiguille aimantée ?

au niveau de l'électrolyseur ?

Quel effet du courant électrique est mis en évidence en touchant la lampe ?

Quel effet du courant électrique est observé au niveau de l'aiguille aimantée ?

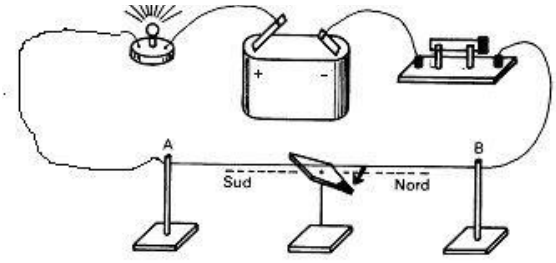
Quel effet du courant électrique est observé au niveau de l'électrolyseur ?

2.1.2 - Conclusion

La lampe brille : c'est l'effet lumineux
La lampe s'échauffe : c'est l'effet thermique
L'aiguille aimantée dévie : c'est l'effet magnétique
Il apparait des bulles au niveau de l'électrolyseur : c'est l'effet chimique.
Les effets du courant électrique sont : l'effet lumineux, l'effet thermique, l'effet magnétique et l'effet chimique.

2.2 – Sens conventionnel du courant électrique

2.2.1 – Etude expérimentale



On intervertit les bornes de la pile puis on ferme l'interrupteur. Qu'observe-t-on ?

L'aiguille dévie dans le sens inverse du précédent : Le courant électrique qui en est la cause a donc un sens.

Avant de découvrir la nature du courant électrique, les physiciens avaient ressenti la nécessité de lui donner un sens. Ils ont adopté un sens connu aujourd'hui sous le nom de sens conventionnel du courant. Ce sens va de la borne positive du générateur vers la borne négative à l'extérieur du circuit.

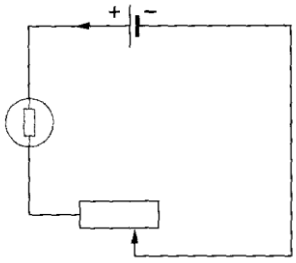
Introduction à l'électricité

2ème SECTION : Intensité du courant électrique

1 - Notion d'intensité

1.1- Expérience

Dans un circuit électrique simple est intercalé un rhéostat muni d'un curseur. On déplace le curseur. Que constate-t-on ?



La luminosité de la lampe devient de plus en plus faible : on dit que le courant devient de moins en moins intense.
La luminosité de la lampe devient de plus en plus forte : on dit que le courant devient de plus en plus intense.

1.2- Interprétation

Une plus grande luminosité est provoquée par un courant plus intense.
Une plus faible luminosité est provoquée par un courant moins intense.
Le courant électrique est donc caractérisé par son intensité.

1.3- définition et unités

L'intensité est la grandeur physique mesurée par l'ampèremètre.
L'ampère dont le symbole est (A) est l'unité d'intensité du courant dans le système international.

Tableau des multiples et sous-multiples de l'ampère :

kA			A			mA			µA
			1	0	0	0			
0,	0	0	1						
			1	0	0	0	0	0	0

1 ampère = 10^3 milliampères
ou 10^6 microampères, 1 A = 10^3 mA = 10^6 µA

1 kiloampère = 10^3 ampères,
1 kA = 10^3 A ou 1 A = 10^{-3} kA.

Quelques ordres de grandeur.

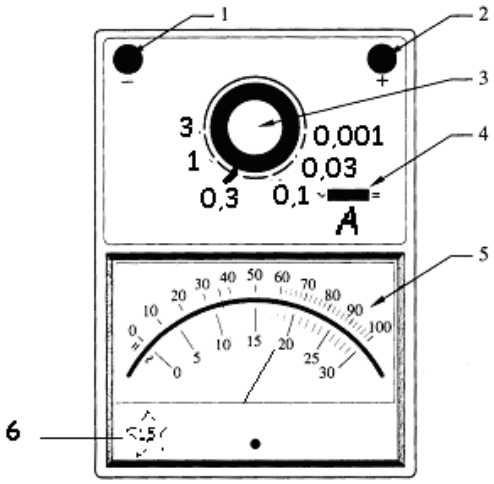
Foudre	10^6 A
Flash d'appareil photo	10^2 A
Torche	0,3 A
Cellule solaire	0,1 A
Montre à quartz	0,001 A

2- Mesure de l'intensité d'un courant

2.1-L'ampèremètre

Pour mesurer l'intensité d'un courant électrique, on intercale dans le circuit un appareil appelé

ampèremètre (voir schéma du montage). Il existe plusieurs types d'ampèremètres : des ampèremètres analogiques (a aiguille) et des ampèremètres électroniques (à affichage numérique) Dans l'exemple ci-dessous, l'appareil utilisé est un ampèremètre analogique à aiguille.



1 et 2 : bornes de branchement

3 : sélecteur de calibre

4 : sélecteur continu et alternatif

5 : graduation

6 : classe de l'appareil

La représentation symbolique de l'ampèremètre est

2.2-Branchement de l'appareil

Pour mesurer l'intensité d'un courant qui traverse un appareil, on place l'ampèremètre toujours en série avec cet appareil. L'ampèremètre est un dipôle polarisé ; il possède une borne d'entrée marquée + et une borne sortie marquée -.

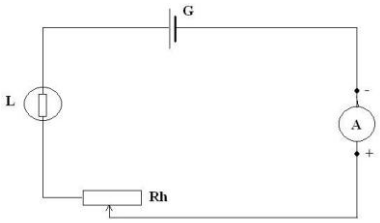


Schéma du montage

Attention ! Un ampèremètre ne doit jamais être directement placé aux bornes du générateur sous peine de provoquer un court circuit qui détériorerait l'appareil.

2.3- Choix du calibre

Si on ne connaît pas l'ordre de grandeur de l'intensité à mesurer, on choisira d'abord le calibre le plus élevé.

Ensuite on choisit le calibre immédiatement supérieur ou égal à cet ordre de grandeur appelé calibre le mieux adapté.

Le calibre correspond à l'intensité du courant qui provoque la plus grande graduation du cadran.

2.4- Lecture de la mesure

- Lire la déviation de l'aiguille sur la graduation noire (=).
- déterminer la valeur de l'intensité I.

<u>Exemple de mesure</u>

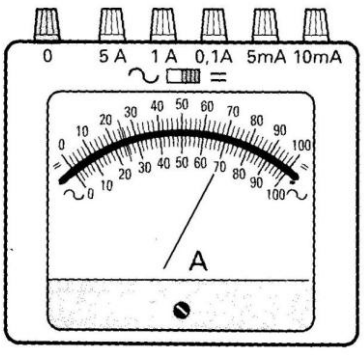
Calibre : 5 mA ;

Nombre total de divisions de la graduation D = 100 divisions

Lecture : d = 70 divisions

Intensité : I = Error!

Intensité : I = Error!= 35 mA



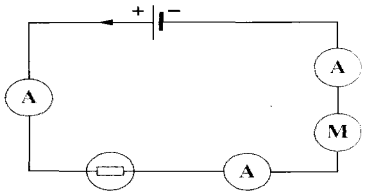
Introduction à l'électricité

3- Loi des intensités

3.1- Cas d'un circuit en série

3.1.1- Expérience

On intercale un ampèremètre successivement en divers points d'un circuit série comprenant une ampoule et un moteur. On constate qu'il indique sensiblement la même valeur.



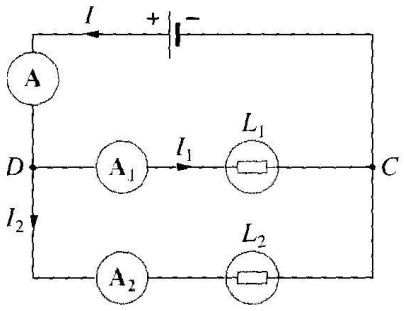
3.1.2- Conclusion

L'intensité d'un courant est la même en tout point d'un circuit série : c'est la loi de l'unicité.

3.2- Cas d'un circuit comportant des dérivations

3.2.1- Expérience

L'intensité est mesurée dans chaque branche d'un circuit électrique comprenant deux dérivations à l'aide de trois ampèremètres identiques.



Les ampèremètres indiquent cette fois des valeurs différentes. L'intensité n'est pas la même dans les trois branches.

Ampèremètre	A	A_1	A_2
Intensité mesurée en mA	33,9	24,7	9

3.2.2- Conclusion

L'intensité du courant principal est égale à la somme des intensités des courants dérivés : c'est la loi des noeuds.

$$\mathbf{I = I_1 + I_2}$$

Introduction à l'électricité

3ème SECTION : Tension électrique

1 –Notion de tension électrique

1.1 – Expérience

Un petit moteur est alimenté par une pile plate dont la tension est 4,5 V.
Le moteur tourne dans un sens. Les branchements aux bornes de la pile sont inversés, le moteur tourne dans le sens inverse.

1.2 – Interprétation

Le sens de rotation du moteur dépend des branchements aux bornes de la pile. Les bornes de la pile sont donc électriquement différentes. Cette différence est caractérisée par une grandeur électrique appelée tension.

1.3 – définition et unités

La tension est la grandeur physique mesurée par le voltmètre. L'unité de tension électrique dans le système international est le volt (V).
Les multiples et les sous-multiples utilisés sont : le kilovolt, le millivolt et le microvolt.
Tableau des multiples et sous-multiples du volt :

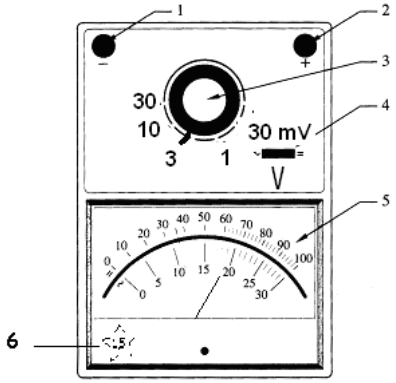
kV			V			mV			µV
			1	0	0	0			
0,	0	0	1						
			1	0	0	0	0	0	0

- 1 volt = 10^3 millivolts ou 10^6 microvolts,
  1 V = 10^3 millivolts = 10^6 microvolts
- 1 kilovolt = 10^3 volts,
  1 kilovolt = 10^3 volts ou 1 V = 10^{-3} kV.

2 - Mesure d'une tension électrique

2.1 – le voltmètre

Pour mesurer la tension aux bornes d'un dipôle dans un circuit électrique, on branche le voltmètre en dérivation en respectant les polarités. Il existe plusieurs types voltmètres : des voltmètres analogiques (a aiguille) et des voltmètres électroniques (à affichage numérique)
Dans l'exemple ci-dessous, l'appareil utilisé est un voltmètre analogique à aiguille.



1 et 2 : bornes de branchement
3 : sélecteur de calibre
4 : sélecteur continu et alternatif
5 : graduation
6 : classe de l'appareil

La représentation symbolique du voltmètre est

Introduction à l'électricité

2.2-Branchement de l'appareil

Pour mesurer la tension électrique aux bornes d'un dipôle, on place toujours le voltmètre en dérivation. Le voltmètre est un appareil polarisé ; il possède une borne d'entrée marquée + et une borne sortie marquée -.

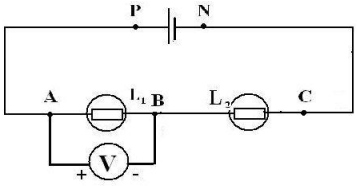


Schéma du montage

2.3- Choix du calibre

Si on ne connaît pas l'ordre de grandeur de la tension à mesurer, on choisira d'abord le calibre le plus élevé.

Ensuite on choisit le calibre immédiatement supérieur ou égal à cet ordre de grandeur appelé calibre le mieux adapté.

Le calibre correspond à la tension qui correspond à la plus grande graduation du cadran.

2.4- Lecture de la mesure

- Lire la déviation de l'aiguille sur la graduation noire (=).
- Déterminer la valeur de la tension U.

Exemple de mesure

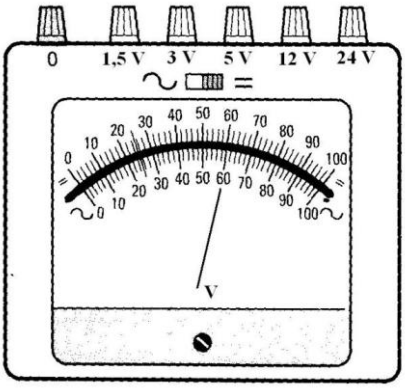
Calibre : 12 V ;

Nombre total de divisions de la graduation D = 100 divisions

Lecture : d = 60 divisions

Intensité : U = **Error!**

Tension : U =Error!x12 **= 7,2 V**



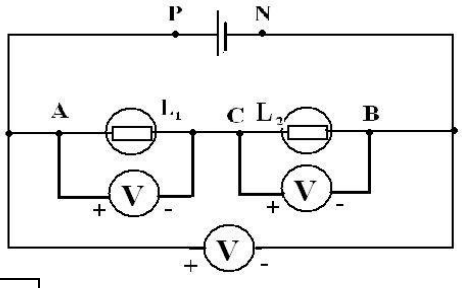
3 - Lois des tensions

3.1 - Lois des tensions dans un circuit en série

3.1.a – Expérience

Mesurons la tension aux bornes de chacun des dipôles suivants montés en série : un générateur G, deux lampes L_1 et L_2.

Trois voltmètres sont branchés pour mesurer les tensions
- aux bornes du générateur (voltmètre entre P et N) : U,
- aux bornes de la lampe L_1 (voltmètre entre A et C) : U_1,
- aux bornes de la lampe L_2 (voltmètre entre C et B) : U_2.

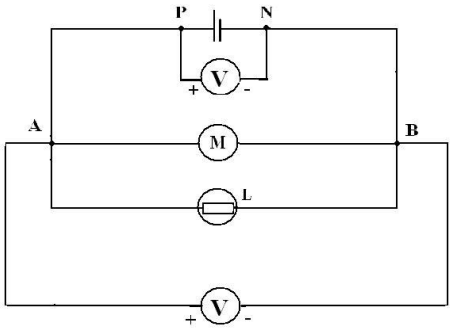


Tension entre	P et N (U)	A et C (U_1)	C et B (U_2)
Tension (en V)	5,9	0,9	4,9

On note les résultats : U = 5,9 V, U_1 = 0,9 V, U_2 = 4,9 V.
On constate que : U est sensiblement égale à $U_1 + U_2$.
Ce sont les incertitudes inhérentes à toute mesure qui expliquent qu'une égalité parfaite n'est pas observée. Des mesures analogues faites sur d'autres circuits fourniraient le même résultat.
Il existe donc, entre les différentes tensions mesurées, la relation : $U = U_1 + U_2$.

3.1.2 – Conclusion
Dans un circuit en série, la tension aux bornes du générateur en circuit fermé est égale à la somme des tensions aux bornes des récepteurs : c'est la loi d'additivité des tensions.

3.2 - Lois des tensions dans un circuit avec dérivations
3.1.1 – Expérience
Une lampe et un moteur sont montés en dérivation. Mesurons la tension aux bornes du générateur et aux bornes de chaque branche.



Les indications portées par les voltmètres sont sensiblement les mêmes.

3.1.2 – Conclusion
Si des dipôles sont montés en dérivation, la tension aux bornes de chacun d'eux est la même.

4 - Courant alternatif, courant continu et sécurité

4.1 - Différentes formes de courant
Tous les appareils électriques ne fonctionnent pas avec le même type de courant électrique. Certains ne fonctionnent qu'en courant continu (produit par les piles et les batteries) d'autres ne peuvent être alimentes qu'avec du courant alternatif (celui qui est délivré par les prises de courant des habitations)

4.2- Le courant continu
C'est un courant qui circule toujours dans le même sens (sens conventionnel du courant). Le courant continu est note =.

4.3- Le courant alternatif
C'est un courant qui change de sens régulièrement. Le courant alternatif est note ≈

4.4 La sécurité
Les disjoncteurs et les fusibles protègent contre les risques d'accident avec l'électricité. Les fusibles fondent lorsque l'intensité est très forte (court-circuit, surcharge d'appareils). Les disjoncteurs se déclenchent en cas de surintensité (même rôle que le fusible) ou en cas de mauvaise isolation d'un appareil à condition que ces appareils soient branchés avec une prise de terre.

La prise de terre protège les utilisateurs contre les risques d'électrocution.
Il ne faut jamais toucher un fil électrique même par terre.

Introduction à l'électricité

EVALUATION	Niveau : 4ème
Domaine : **ELECTRICITE**	Chapitre : **Introduction à l'électricité : Le courant électrique**

1 Compléter les phrases suivantes

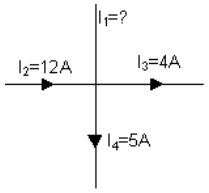
Les matériaux qui permettent le passage du courant électrique sont des ....., ceux qui ne laissent pas passer le courant sont des .....
A l'extérieur du circuit, le courant va de la borne ..... vers la borne .....

2 Répondre par Vrai (V) ou Faux (F) en en cochant la case correspondante

	V	F
Dans un circuit fermé, l'interrupteur est ouvert		
Dans un circuit en série, les appareils sont branchés l'un à la suite de l'autre		
Une ampoule est un générateur de courant électrique		

3 **Intensité du courant électrique**

Déterminer la valeur et le sens du courant I_1.



4 Compléter les phrases suivantes

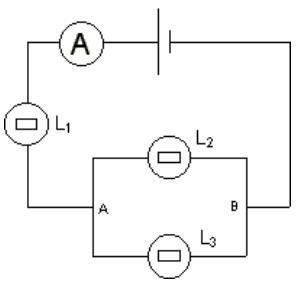
Le courant électrique est un ..... des porteurs de charge.
Dans un métal, les porteurs de charges sont .....
Dans un électrolyte, les porteurs de charges sont .....
On mesure l'intensité d'un courant à l'aide d'un ……..
L'intensité du courant électrique s'exprime en .....et se mesure à l'aide d'un ..... On le branche en …….. avec ce dipôle.
L'intensité du courant électrique est ..... en tout point d'un circuit série.
Dans un circuit avec dérivation, la ..... des intensités des courants arrivant à un nœud est égale à la ..... des intensités des courants en repartant.

5 Intensité du courant électrique

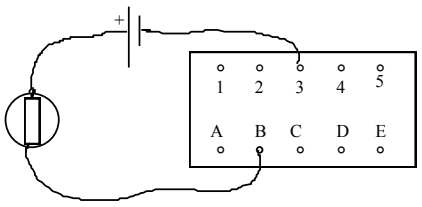
Dans le circuit ci-contre, toutes les lampes sont identiques.
L'ampèremètre indique 0,68A.

1. La lampe L_1 brille-elle de la même façon que la lampe L_2 ?

2. Déterminer les courants circulant dans les lampes L_1, L_2 et L_3.



6 Voici une fiche du jeu électrique de Moussa. La lampe témoin s'allume en la branchant entre les points 3 et B, 4 et E, 5 et D, 1 et C, 2 et A.
Dessiner l'envers de la fiche. La lampe va-t-elle s'allumer si les points A et 5 sont reliés ? Pourquoi ?



Introduction à l'électricité

7 Recherche documentaire

Rechercher dans un dictionnaire qui était Thomas Edison. Quelles sont ses principales inventions ?

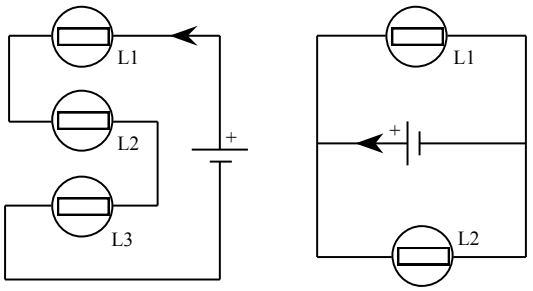
8 Recherche documentaire

il existe plusieurs sortes de lampes.
- Lampes à incandescence
- Lampes fluorescentes

Quelle différence essentielles existe-t-il entre ces deux sortes de lampes ?

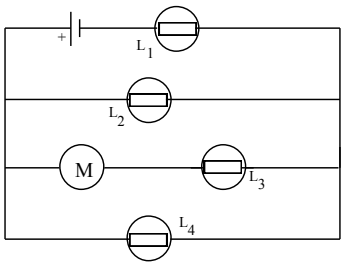
9 Reconnaître un montage

A quel type de montage (série ou parallèle) correspond chacun des schémas a, b et c ? dans le cas où il s'agit d'un montage avec dérivations, indiquer le sens du courant dans chacune des branches.

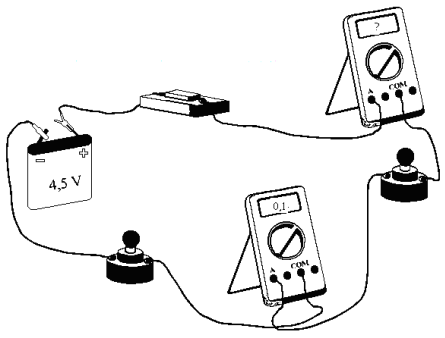


10 Observer ce circuit électrique. Indiquer le sens du courant dans la branche comprenant le Générateur.
Comment sont branchés :
- le moteur et la lampe L_3.
- la lampe L_2 et la lampe L_3 .

Combien y a - t - il de branches dans ce circuit ?



11 On considère le circuit suivant où les deux ampèremètres sont identiques :
1) On ferme l'interrupteur. L'ampèremètre A_1 indique une intensité de 0,1 A. Quelle valeur indique ampèremètre A2 ?
2) Faire le schéma du montage.



Leçon 6 : Sources et récepteurs de lumière

L'optique est la partie de la physique qui étudie les phénomènes lumineux et leurs applications.

1- Sources lumineuses

I.1 – Observations

Dans l'obscurité on ne voit pas les objets. Les objets ne sont visibles que lorsqu'ils sont éclairés. La lumière est donc indispensable à la vision. Cette lumière peut provenir du soleil, d'une bougie allumée, de la lune… Ces corps sont des sources de lumière.

2.2 – Définitions

On appelle source de lumière tout corps ou dispositif qui émet de la lumière.
Il existe deux types de sources de lumière :

- **les sources lumineuses réelles ou primaires** sont celles qui produisent la lumière qu'elles émettent.

Exemples

  - **sources primaires naturelles :** le soleil, les étoiles, les lucioles.
  - **sources primaires artificielles :** la bougie et les lampes allumées.

- **les sources lumineuses apparentes ou secondaires** celles qui renvoient la lumière qu'elles reçoivent d'autres sources lumineuses.

Exemples : La lune, le miroir etc.

2. Récepteur de lumière

2.1 – Définition

Un récepteur de lumière est un corps ou un dispositif sensible à la lumière ou qui, sous l'effet de la lumière, subit une transformation.
Exemples : Les feuilles des plantes chlorophylliennes et l'œil sont des récepteurs naturels. Les pellicules photographiques et les lunettes photosensibles sont des récepteurs artificiels.

Remarques : Une source secondaire renvoie la lumière mais ne subit pas une transformation.

Leçon 7 : Propagation rectiligne de la lumière

1. Corps transparent, translucide ou opaque

1.1 – Expérience

Observons successivement une bougie allumée à travers une plaque en verre, une feuille blanche et un carton.

- Avec le verre on voit la flamme de la bougie qui est la source.
- Avec la feuille blanche on voit la lumière provenant de la source mais on ne voit pas la source.
- Avec le carton, on ne voit rien.

1.2 – Définitions

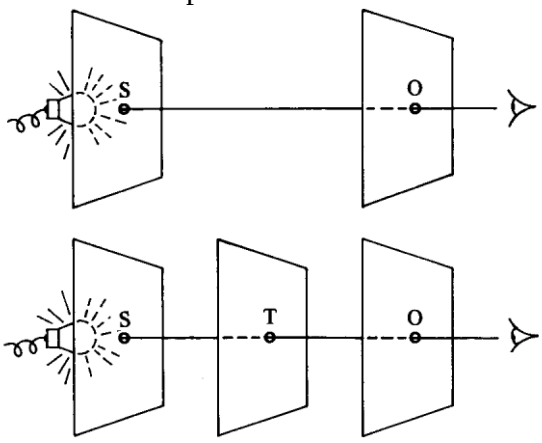
Un **corps transparent** est un corps homogène qui laisse passer la lumière.

Exemples : l'air, le verre, l'eau à faible épaisseur.
Un **corps translucide** est un corps qui laisse en partie passer la lumière.
Exemple : feuille de papier calque.
Un **corps opaque** est un corps qui ne se laisse pas traverser par la lumière.
Exemples : Mur, Tableau etc.

2. Principe de la propagation de la lumière

2.1 - Mise en évidence

Expérience 1 : On réalise une source ponctuelle S et on cherche à l'apercevoir au travers d'un orifice étroit O percé dans un écran.



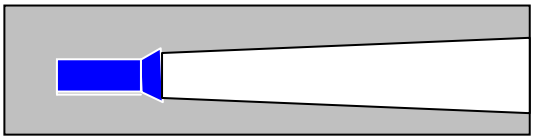
Sur le trajet OS, on interpose un autre écran percé d'un trou.
On vérifie que la lumière ne peut atteindre l'œil que si OTS sont alignés.

Expérience 2 : La source du Kit optique munie d'une fente, posée sur une feuille blanche, éclaire une salle obscure (de préférence on utilise une source laser dans l'air enfumé).

On observe que le faisceau lumineux est délimité par des droites.

Propagation rectiligne de la lumière

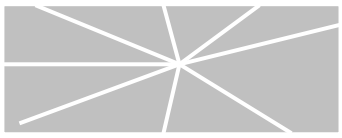
Expérience 3 : On allume une lampe torche dans une salle obscure et enfumée.



On observe que le faisceau lumineux est délimité par des droites.

Conclusion : La lumière se propage en ligne droite dans un milieu homogène.

2.2 – Énoncé du principe
Dans un milieu transparent homogène la lumière provenant d'un point lumineux (S) se propage suivant des lignes droites issues de ce point.
Ces droites représentent les rayons lumineux.



Exemple de rayons lumineux : Le rayon laser.

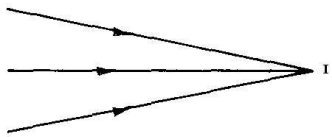
Remarques
- Une source étendue (ampoule électrique par exemple) est formée d'une infinité de sources ponctuelles.
- Dans un milieu hétérogène la trajectoire de la lumière n'est plus rectiligne.

2.3 - Rayon lumineux et Faisceau lumineux
2.3.a - Rayon lumineux
On appelle rayon lumineux tout trajet rectiligne suivi par la lumière.

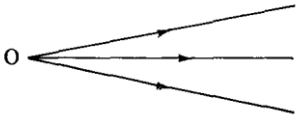
2.3.b - Le faisceau lumineux
Un faisceau lumineux est un ensemble de rayons lumineux. Selon la disposition des rayons dans le faisceau, on distingue :

- les faisceaux convergents dont tous les rayons aboutissent à un même point (fig. a),
- les faisceaux divergents dont tous les rayons partent d'un même point (fig. b),
- les faisceaux cylindriques ou parallèles dont tous les rayons sont parallèles (fig. c).

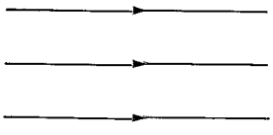
N.B. : les faisceaux divergents et convergents ne diffèrent que par le sens de propagation de la lumière.



(a)



(b)



(c)

Remarque : Un pinceau lumineux est un faisceau parallèle de section très petite.

Propagation rectiligne de la lumière

2.4. Célérité de la lumière

La vitesse de la lumière est appelée célérité. Elle dépend du milieu.

Exemple : La célérité de la lumière dans le vide est environ $c = 3.10^8$ m/s.

Exercice : Calculer la distance (D) parcourue par la lumière dans le vide pendant une année.

$D = c \times t = 3.10^8 \times 365{,}25 \times 24 \times 3600 = 9{,}5.10^{15}$ m

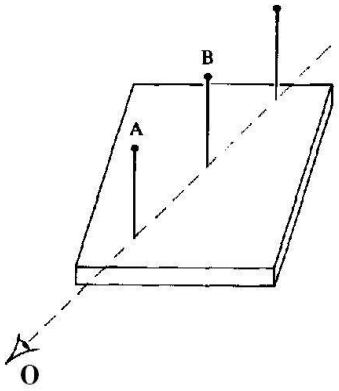
Cette distance est appelée année-lumière notée **al**.

$1 \text{ al} = 9{,}5.10^{12}$ km

3. Applications

3.1 - Le principe de la visée

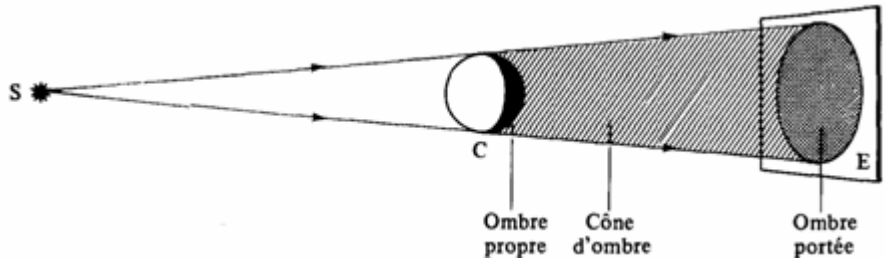
Une épingle A étant fixée sur une planchette, on plante deux épingles B et C de façon que A masque B et C pour l'œil O (fig. ci-contre).
Comme la lumière envoyée par B et celle envoyée par C se propagent en ligne droite, elles sont arrêtées par A. Donc C, B et A sont alignés avec l'œil O de l'observateur.
C'est le principe de la visée sur les armes à feu et des visées topographiques.



3.2 - Ombre et pénombre

3.2.a - Cas dune source lumineuse ponctuelle

Sont alignés une source ponctuelle S, un corps opaque C, un écran d'observation E.



Sur le corps opaque C, on observe deux régions distinctes :
- l'une, éclairée, qui reçoit les rayons lumineux issus de S,
- l'autre, obscure, qu'aucun rayon issu de S n'atteint : c'est l'ombre propre.

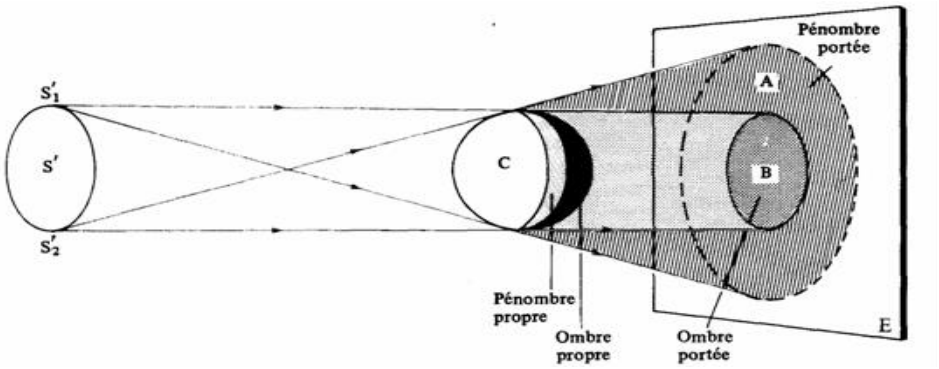
Derrière le corps opaque C, se trouve un espace qui ne reçoit pas de lumière venue de S. Ce volume est limité par un tronc de cône s'appuyant sur le contour qui sépare sur l'objet opaque les zones d'éclairement et d'ombre propre. Il est appelé cône d'ombre de C.

Sur l'écran E, on distingue deux régions :
- l'une, éclairée, qui reçoit directement la lumière de la source,
- l'autre, obscure, qui fait partie du cône d'ombre de C, c'est l'ombre portée par C sur l'écran E, ses contours sont nets.

Propagation rectiligne de la lumière

3.2.2 - Cas d'une source lumineuse étendue

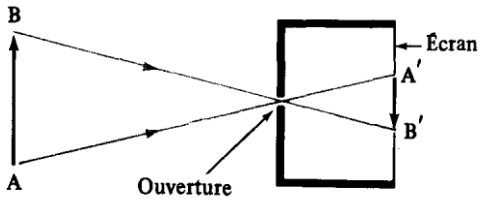
Soit la source lumineuse étendue S'éclairant le corps opaque C interposé entre elle et l'écran E.
Le corps C présente une zone d'ombre et une zone de pénombre.
On distingue, comme dans le cas précédent, une zone d'ombre portée sur l'écran, mais ses contours ne sont pas nets.



Considérons deux points lumineux extrêmes S'_1 et S'_2 de la source S' et deux points A et B de l'écran E. Le point A reçoit la lumière émise par S'_1 mais pas celle émise par S'_2. Le point B ne reçoit ni la lumière émise par S'_2 ni celle émise par S'_1. A est dans la pénombre portée par C, B est est dans l'ombre portée par C. Enfin, au lieu de lignes nettes entre les zones éclairées et les zones d'ombre, on remarque des zones dégradées où l'éclairement augmente peu à peu de la zone d'ombre à la zone totalement éclairée.

3.3 - La chambre noire : Notion d'image

Une chambre noire est constituée par une boîte à parois minces, dont l'une des faces est percée d'une petite ouverture (pas trop petite cependant, sinon il y a diffraction de la lumière), la face opposée étant un écran translucide. Un tel dispositif donne d'un objet lumineux AB une image A'B' réduite et renversée.



3.4 - Explication du phénomène de l'éclipse

3.4.1 - Eclipse de Lune :

Lorsque la Lune passe dans le cône d'ombre de la Terre, l'ombre portée de la Terre masque une région plus ou moins grande de la Lune. Cette région de la Lune n'est plus visible de la Terre.
Lorsque la Lune est complètement masquée par l'ombre portée de la Terre, elle n'est plus visible de la Terre : il y a éclipse de Lune (fig. a).

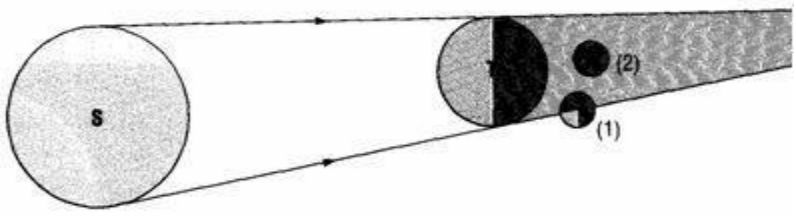


Fig. a
Deux positions de la Lune au cours d'une éclipse de Lune : 1 au début de l'éclipse, 2 éclipse totale.

• Cette situation ne peut se produire qu'à la pleine Lune. Cependant, il n'y a pas d'éclipse à chaque pleine Lune car celle-ci peut passer au- dessus ou, au-dessous, du cône d'ombre de la Terre.

Propagation rectiligne de la lumière

3.4.2 - Eclipse de Soleil

Vu de la Terre, le Soleil, comme la Lune, peut être masqué. Sur la Terre, dans la région de l'ombre portée de la Lune, le Soleil n'est plus visible, c'est la Lune qui nous cache le Soleil.

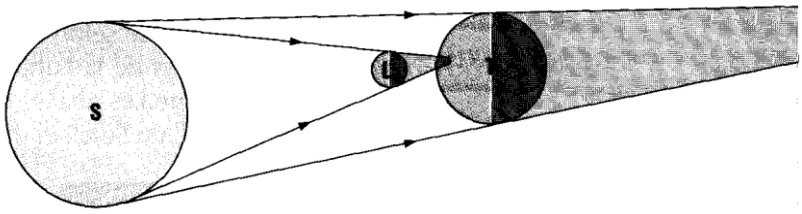


Fig. b

Position du Soleil, de la Terre et de la Lune lors d'une éclipse de Soleil.

Une éclipse de Soleil ne peut se produire qu'à la nouvelle Lune. Un observateur terrestre, placé dans la région de l'ombre portée de la Lune, ne voit plus le disque solaire (fig. b). L'éclipse est visible d'une toute petite région de la Terre et elle ne dure que quelques minutes au plus.

Les éclipses s'expliquent par les positions relatives des astres les uns par rapport aux autres. Les phases de la Lune peuvent être prédites.

Leçon 8 : Réflexion et réfraction de la lumière

1- La réflexion de la lumière

1.1 – Phénomène de réflexion

1.1.1- Expériences

On envoie un faisceau lumineux sur une surface rugueuse.
(avec les surfaces non lisses : figure a).

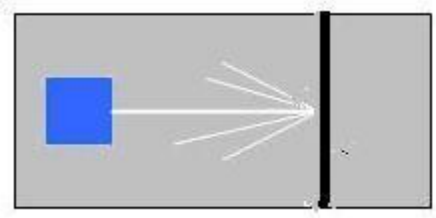


Figure a : Un mur éclairé par un faisceau lumineux

La lumière est renvoyée dans plusieurs directions.

On envoie un faisceau lumineux sur une surface lisse
(avec les surfaces lisses ou miroir : figure b).

Figure b : Un miroir éclairé par un faisceau lumineux

La lumière est renvoyée dans une direction particulière.

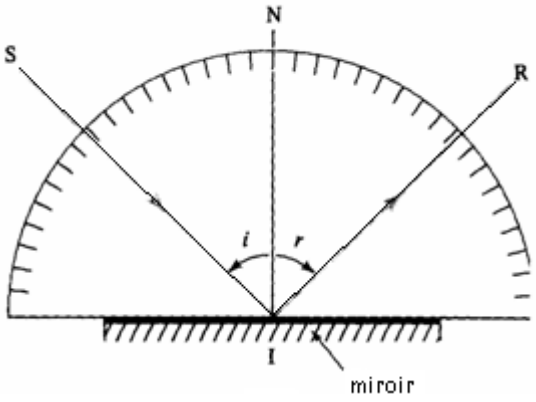
1.1.2- Conclusion

La réflexion est le changement de direction de la lumière lorsqu'elle rencontre un obstacle.
Si la réflexion se fait dans **une direction particulière** : on a une **réflexion spéculaire.**
Si la réflexion se fait dans **plusieurs directions** : on a une **réflexion diffuse.**

1.2 – Les lois de la réflexion

1.2.1 – Expérience

On observe avec un Kit optique la réflexion d'un rayon lumineux qui rencontre un miroir plan.
On compare l'angle incident et l'angle réfléchi. On envoie sur la glace un pinceau lumineux dont la trace sur le demi-cercle est représentée par SI. Le rayon SI rencontre le miroir au point I, puis est renvoyé dans une direction différente de celle d'arrivée. La trace du rayon renvoyé est représentée par IR.
Ce phénomène de renvoi de la lumière par une surface plane et polie dans une direction privilégiée s'appelle **réflexion de la lumière**.



Réflexion et réfraction de la lumière

1.2.2 –Définitions

SI est le rayon incident.
IR est le rayon réfléchi.
IN est la normale à la surface réfléchissante.

L'angle i formé par la normale IN et le rayon incident SI est **l'angle d'incidence**.
L'angle r formé par la normale IN et le rayon réfléchi IR est : **l'angle de réflexion.**
Le plan formé par le rayon incident SI et la normale IN est le **plan d'incidence** (ici, c'est le plan du demi-cercle).

1.2.c -Faits observés

Expérimentalement, on observe les faits suivants :
- Le rayon incident SI, le rayon réfléchi IR et la normale IN sont dans un même plan (ici, le plan du demi-cercle).
- Quel que soit le rayon incident, les angles d'incidence et de réflexion sont égaux.
- Si le rayon incident SI est confondu avec la normale IN, il est renvoyé dans la même direction. Autrement dit, si i = 0, r = 0.
- Si l'angle d'incidence i est différent de 0, les rayons incident et réfléchi sont de part et d'autre de la normale IN.

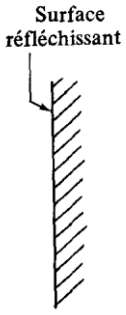
1.2.4 -Les lois de la réflexion ou lois de Descartes

Les lois de la réflexion, encore appelées lois de Descartes sont les suivantes :
Le rayon réfléchi est contenu dans le plan d'incidence.
L'angle d'incidence est égal à l'angle de réflexion : **i = r.**

1.3 - Image d'un objet donnée par un miroir plan

1.3.a - Le miroir plan

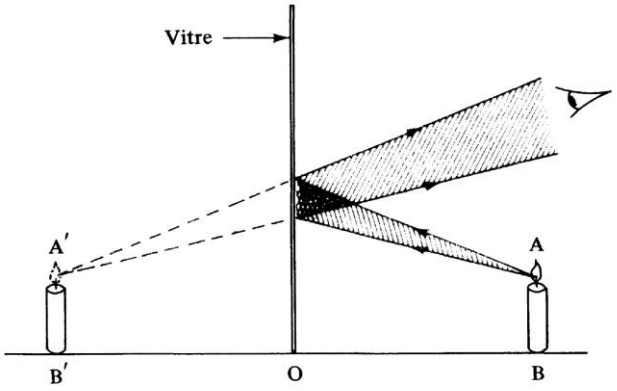
On appelle miroir plan toute surface plane réfléchissante. Une vitre bien plane, la surface d'un liquide au repos, une plaque de métal poli constituent des miroirs plans.
On représente un miroir plan par la trace de son plan normal au plan de la figure, le côté non réfléchissant étant hachuré.



<u>Remarque</u> : Le pouvoir réflecteur d'un miroir est sa capacité à renvoyer totalement ou partiellement la lumière qu'il reçoit.
Pour augmenter le pouvoir réflecteur des vitres, on met sur l'une des faces une fine couche d'argent ou d'étain.

1.3.b - Expérience des deux bougies

Deux bougies identiques, B allumée et B' non allumée, sont placées symétriquement par rapport au plan d'une vitre verticale (OB = OB').
L'observateur qui regarde à travers la vitre a l'impression que la bougie B' est allumée, alors qu'en réalité elle ne l'est pas. Cette illusion vient du fait que l'image de la bougie allumée coïncide avec la bougie non allumée.



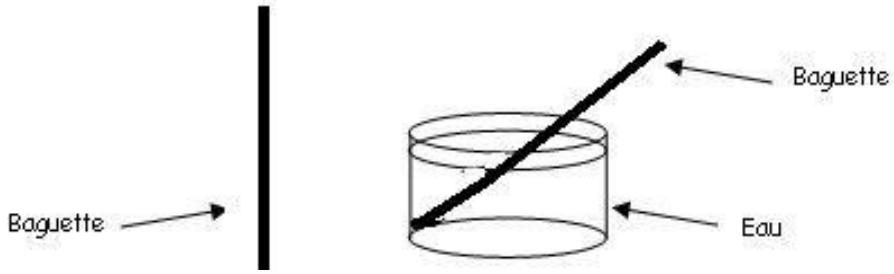
Réflexion et réfraction de la lumière

La bougie B est un objet réel. En revanche, son image B' n'a pas d'existence réelle. On ne peut pas la toucher.
Un pinceau lumineux issu d'un point A de la flamme, après réflexion sur le miroir, semble provenir d'un point A' image de A à travers la vitre. L'ensemble des points de la flamme donne une image de la flamme qui est visible par l'observateur.
Cette image est virtuelle.

1.3.c - Conclusion
Un miroir plan donne d'un objet réel une image virtuelle, symétrique de l'objet par rapport au miroir.

2 – Réfraction

2.1 - Expérience du "bâton brisé"
On plonge une baguette de verre dans un cristallisoir contenant de l'eau du robinet.

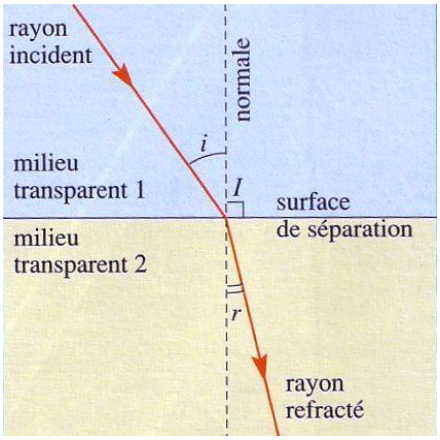


Observation : la baguette semble être brisée au niveau de la surface de séparation de l'eau et de l'air :
Ceci s'explique par le phénomène physique appelé la réfraction de la lumière.

2.2 – Définitions

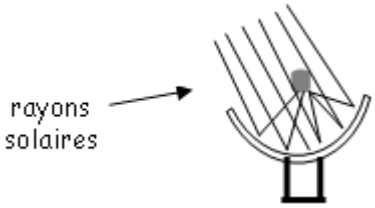
- La **réfraction de la lumière** est un phénomène par lequel la lumière change de direction en passant d'un milieu à un autre.
- La surface de séparation de deux milieux homogènes est appelée **dioptre.**
- Le point de contact entre le rayon incident et la surface de séparation est **le point incident** (I).
- La droite perpendiculaire au dioptre au point incident est **la normale** (N).
- **L'angle d'incidence** (i) est l'angle formé par le rayon incident et la normale (N).
- **L'angle réfracté** (r) est l'angle formé par le rayon réfracté et la normale (N).

Réflexion et réfraction de la lumière



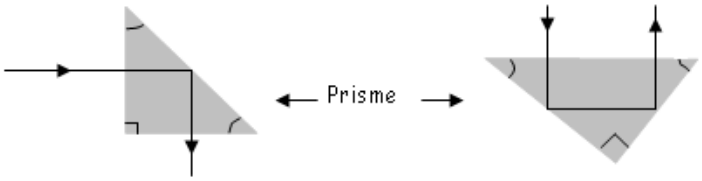
3 – Applications

- Observations d'images avec les miroirs : glace et rétroviseur par exemple.
- Les allumes-cigarettes et les fourneaux solaires fonctionnent selon le principe de la réflexion.



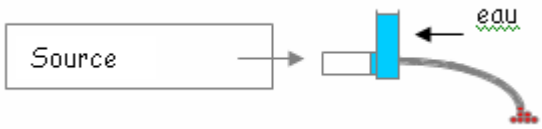
Fourneau solaire

Prisme à réflexion totale



On l'utilise pour orienter la lumière.

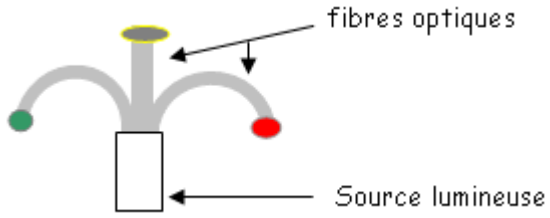
Fontaines lumineuses



La lumière est piégée par réflexion totale dans le tube du jet d'eau et à la limite les gouttes d'eau qui se dispersent à la sortie sont vivement éclairées.

Fibres optiques

La lumière est piégée dans des fibres optiques par réflexion totale .On observe aux extrémités supérieures des fibres optiques des lumières de couleurs variées.



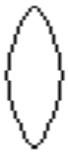
Fiches de leçon de physique de la classe de 3ème

Leçon 1 : Les lentilles minces

Une lentille est un milieu transparent limité par deux surfaces dont l'une au moins est sphérique.

1 - Classification des lentilles minces

1.1- Lentilles convergentes (lentilles à bords minces) :

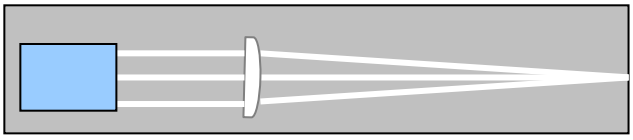


Lentille biconvexe

Lentille à plan convexe

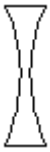
Lentille à ménisque convergent

Symbole d'une lentille convergente



Les lentilles convergentes sont des lentilles à bords minces. Elles font converger la lumière.

1.2- Lentilles divergentes (lentilles à bords épais)

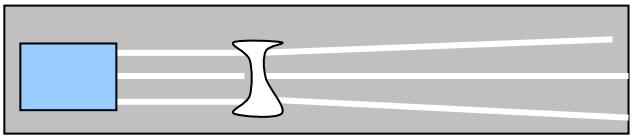


Lentille biconcave

Lentille à plan concave

Lentille à ménisque divergent

Symbole lentille divergente



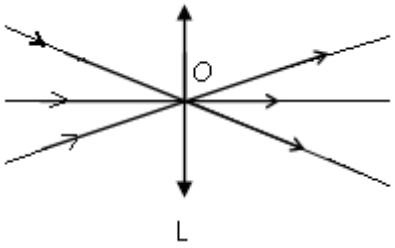
Les lentilles divergentes sont à bords épais. Elles font diverger la lumière.

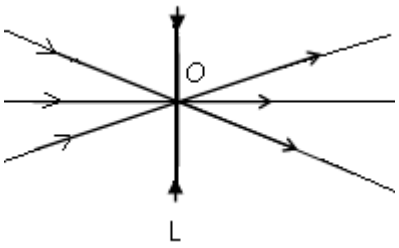
Les lentilles minces

2 - Caractéristiques d'une lentille

2.1- Centre optique :

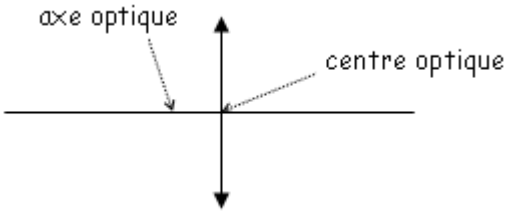
Tout rayon lumineux passant par le centre optique (O) d'une lentille, traverse la lentille sans être dévié.

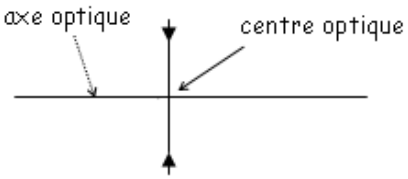




2.2- Axe optique :

L'axe optique est la perpendiculaire à la lentille en son centre optique.



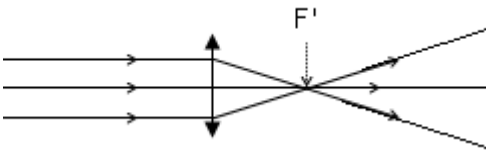


2.3. Foyers :

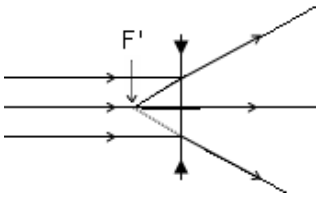
2.3.a. Foyer image d'une lentille :

Tout rayon lumineux incident parallèle à l'axe optique principal d'une lentille convergente émerge en passant par un point F' de l'axe optique. F' est le foyer image principal.

- Lentille convergente



- Lentille divergente

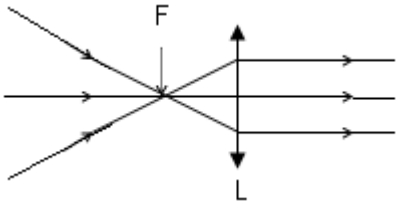


Les lentilles minces

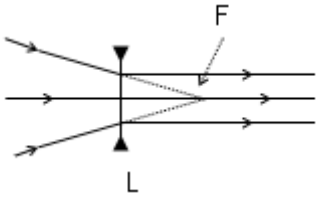
2.3.b. Foyer objet d'une lentille :

Tout rayon lumineux incident passant par unpoint F de l'axe optique principal d'une lentille convergente émrge parallèlement à l'axe optique. F est le foyer objet principal de la lentille.

- Lentille convergente

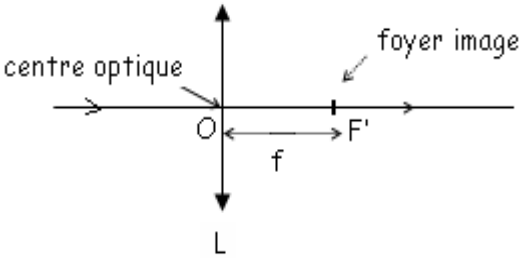


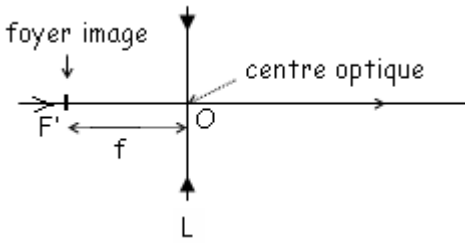
- Lentille divergente



2.4. Distance focale et vergence

On repére le système en prenant le centre optique O comme origine et l'axe optique est orienté dans le sens de propagation des rayons lumineux incidents.





La distance focale (f) est la distance algébrique entre O et F'

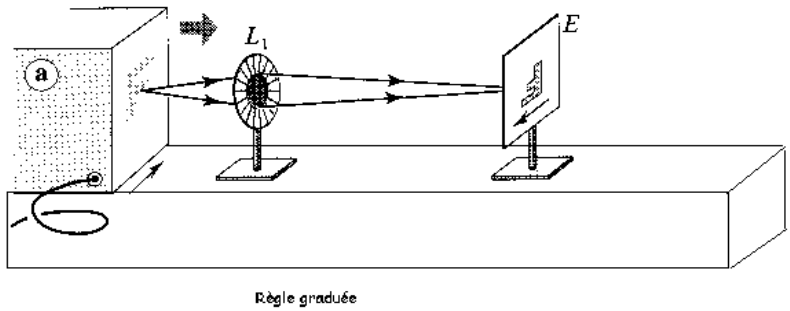
La vergence (v) est l'inverse de la distance focale v =**Error!**.
Elle s'exprime en dioptrie (δ).

Les lentilles minces

3 - L'image d'un objet

3.1- Expérience :

On réalise l'image d'un objet (une fente à la forme d'un F) par rapport à une lentille convergente avec un banc optique



On observe que :

•Lorsque la distance (d) entre l'objet et la lentille est supérieure à 2f , l'image est renversée, réelle et plus petite que l'objet.

•Lorsque 2f > d > f, l'image est renversée, réelle et plus grande que l'objet.

•Lorsque d < f, l'image es droite, virtuelle et plus grande que l'objet.

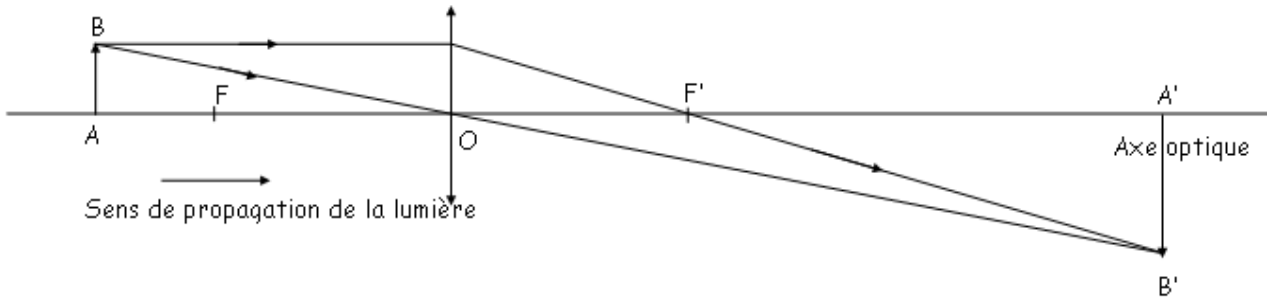
3.2- Les règles de construction de l'image :

- **Tout rayon lumineux passant par le centre optique (O) d'une lentille, traverse la lentille sans être dévie.**
- **Tout rayon lumineux incident parallèle à l'axe optique principal d'une lentille :**
- **convergente emerge en passant par le foyer image F'.**
- **divergente émerge en semblant provenir du foyer image F'**
- **Tout rayon lumineux incident passant (ou semblant passer) par le foyer principal objet F d'une lentille émerge parallèlement à l'axe optique principal .**

Les lentilles minces

3.3- Construction de l'image

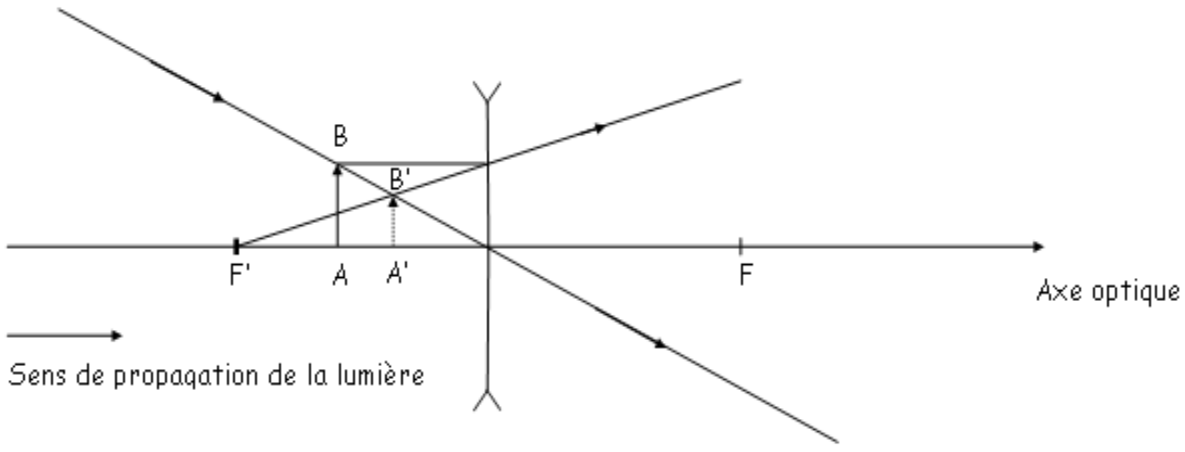
l'image d'un objet réel par une lentille convergente avec d > 2f
(d est la distance entre l'objet et la lentille).



Soient AB la dimension de l'objet et A'B' la dimension de l'image

G = $\frac{A'B'}{AB}$ **G est l'agrandissement.**

2e cas : l'image d'un objet réel par une lentille divergente



L'image d'un objet réel obtenue avec une lentille divergente est droite, virtuelle et rétrécie.

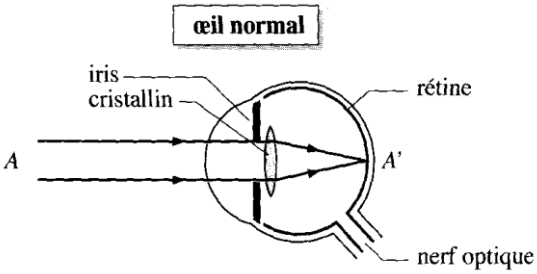
Les lentilles minces

4- Applications

4.1- L'œil et ses défauts optiques- les verres correcteurs

4.1.1- L'œil normal

Lorsque nous observons un objet très éloigné, les rayons lumineux issus de cette source secondaire traversent le cristallin et convergent sur la rétine. Nous observons alors une image nette.

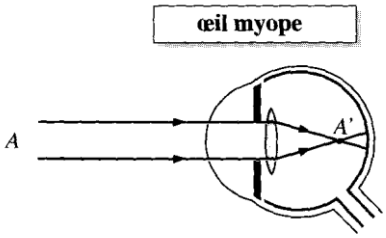


Si l'objet se rapproche de nous, son image doit encore se former sur la rétine.

Le cristallin devient plus convergent, plus bombé. Nous disons que l'œil s'accommode. Les possibilités d'accommodation diminuent avec l'âge, c'est la presbytie.

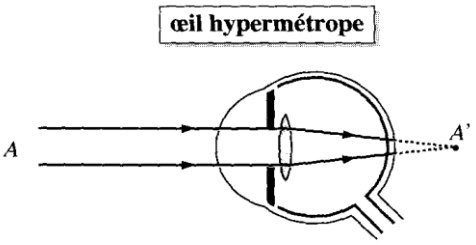
4.1.2 L'œil myope

L'œil myope est trop convergent et l'image d'un objet éloigné se forme en avant de la rétine. Cette anomalie est corrigée avec une lentille divergente qui va «ouvrir» le faisceau lumineux émergent. L'ensemble œil-lentille possède alors une convergence telle que l'image d'un objet éloigné se forme, sans accommodation, sur la rétine.



4.1.3 L'œil hypermétrope

L'œil hypermétrope n'est pas assez convergent et l'image d'un objet éloigné se forme en arrière de la rétine. Si l'œil accommode, l'image peut être ramenée sur la rétine.
Cette anomalie est corrigée à l'aide d'une lentille convergente qui «rabat» davantage les rayons lumineux.



L'ensemble œil-lentille devient alors plus convergent et l'image d'un objet éloigné se forme, sans accommodation, sur la rétine.
Une lentille convergente placée devant un objet diffusant en donne une image qui est toujours visible à l'œil nu. Cette image peut parfois être recueillie sur un écran. Dans ce cas l'image est renversée. Les lentilles permettent de corriger certaines anomalies de l'œil.

4.2-La distance minimale de vision distincte

Une expérience immédiate

Quelle est la distance la plus courte pour laquelle un objet est vu avec netteté ?
Prenons ce document à bout de bras et rapprochons-le lentement de ros yeux en fixant l'image ci-contre. A partir dune certaine distance (10 à 15 cm), cette image devient floue.
Nous avons alors atteint la distance minimale de vision distincte.

4.3- Les Loupes

Les loupes sont des lentilles convergentes. On place les objets entre le foyer objet et la lentille l'image est droite, plus grande que l'objet et ne peut être recueillie sur un écran (elle est virtuelle).

Les lentilles minces

EVALUATION	Niveau : 3ème
Domaine : **OPTIQUE**	Chapitre : **Lentilles minces**

1 Recopiez les phrases en complétant à l'aide des mots : convergente, divergente, focale, foyer.

On regarde un texte imprimé à travers une lentille.
Le texte apparaît plus grand si la lentille est ..... .
Le texte apparaît plus petit si la lentille est ..... .
Le point où l'on obtient l'image du soleil à travers une lentille convergente est appelé .....
La distance ..... est la distance entre la lentille et le foyer.

2

a) Quels sont les deux types de lentilles ? Pour chacun des types, dessiner un exemple et donner son nom.
b) Quel est le type de lentille qui "rabat" vers l'axe optique le faisceau incident ? Comment s'appelle celui qui "ouvre" le faisceau incident ?

3

a) Qu'est-ce qu'une lentille convergente ? Comment la symbolise-t-on ?
b) Comment appelle-t-on l'axe de symétrie d'une lentille ?
c) En quel point l'axe optique principal d'une lentille converge la lumière venant du Soleil ?

4 Recopiez le texte ci-dessous après avoir choisi la bonne réponse parmi les propositions faites.

L'image formée sur un écran d'un paysage une par une lentille convergente est :

1) de même sens que / de sens contraire à l'objet.
2) de mêmes couleurs / en noir et blanc / de couleurs différentes de celles de l'objet.
3) de grandeur différente que celle de l'objet / toujours de même grandeur que l'objet.
4) du même côté que l'objet par rapport à la lentille / situé de l'autre côté de la lentille.

5 Selon la légende, Archimède pendant le siège de Syracuse aurait incendié plusieurs bateaux en faisant converger des rayons solaires sur leurs coques. Comme lui, pouvez-vous faire brûler un morceau de papier en utilisant les rayons de Soleil et une lentille convergente ?
1) Schématisez votre expérience.
2) Que mesure la distance qui sépare la lentille du papier lorsque celui-ci noircit ?

6 Reliez le défaut de l'œil à la lentille qui permet sa correction.

œil myope	lentille convergente
œil hypermétrope	lentille divergente
œil presbyte	

7 Les yeux des personnes hypermétropes apparaissent grossis au travers de leurs lunettes. Expliquez pourquoi.

Les lentilles minces

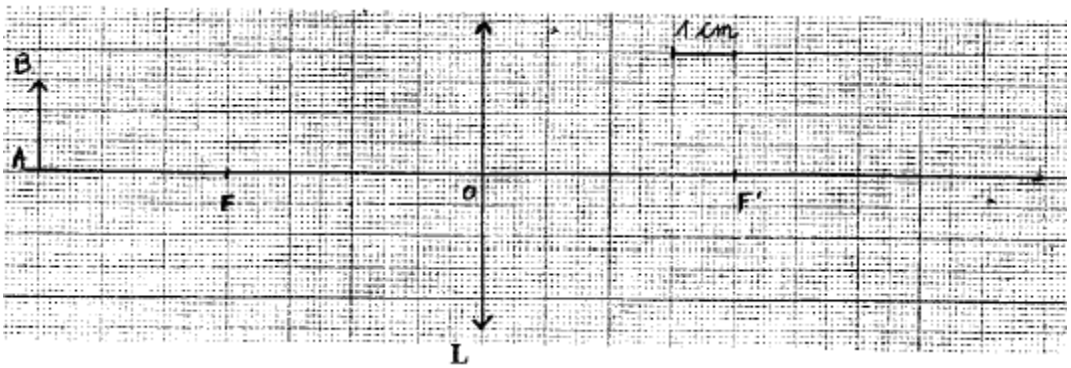
8 Un myope a sa vue corrigée par un verre divergent de -2,5 δ. Calculer la distance minimale de sa vision distincte.

9 Nous essayons d'obtenir sur l'écran l'image d'une bougie située à 7 cm d'une lentille convergente. Quelle que soit la position de l'écran, nous ne parvenons pas à obtenir cette image. Expliquez pourquoi.

10 Un objet lumineux AB de 2 cm de hauteur est placé perpendiculairement à l'axe optique principal d'une lentille convergente de centre optique O et de distance focale +4 cm. Le point A est sur l'axe principal à 6 cm de O.
1) Construire l'image A'B' de AB donnée par la lentille.
2) Donner les caractéristiques de l'image A'B'.
3) Déterminer graphiquement la grandeur de l'image et calculer le grandissement.

11 Un objet lumineux AB de 2 cm de hauteur est placé perpendiculairement à l'axe optique principal d'une lentille divergente de centre optique O et de distance focale -5 cm. Le point A est sur l'axe principal à 6 cm de O.
1) Construire l'image A'B' de AB donnée par la lentille.
2) Donner les caractéristiques de l'image A'B'.

12



- Quelles sont la nature, la distance focale et la vergence de la lentille L ?

- Construire l'image de l'objet AB.

13 Comment représente-t-on sur un schéma une lentille convergente, une lentille divergente ?

Comment distingue-t-on par le toucher ces deux types de lentilles ?

Sur la monture d'une lentille on lit : + 8 δ :
- De quel type de lentille s'agit-il ?
- Que signifie +8 δ ?
- Quelle est la distance focale de cette lentille ?

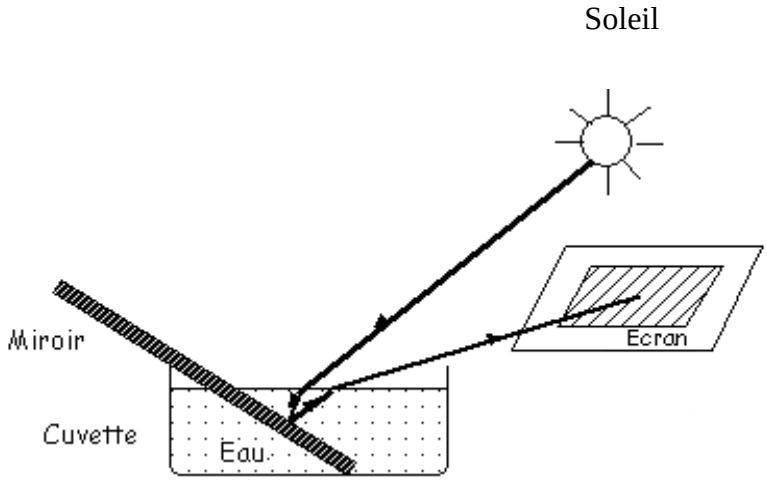
Leçon 2 : Dispersion de la lumière

1 . Phénomène de dispersion

1.1. Expériences

- **Première expérience**

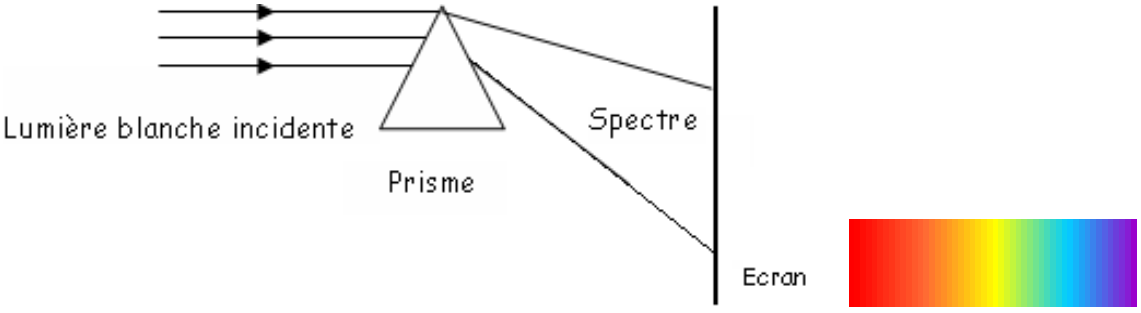
On met un miroir plan dans une cuve contenant de l'eau du robinet. On incline le miroir d'un angle de 45° par rapport à l'horizontale. On expose le système au soleil. La lumière réflêchie par la partie immergée du miroir est receuillie sur un écran.



On observe une bande colorée rappelant l'arc-en-ciel.

- **Deuxième expérience :**

On fait passer un pinçeau lumineux à travers un prisme . la lumière émergante est receuillie sur un écran.



On observe sur l'écran une bande colorée rappelant l'arc-en-ciel.

1.2- Conclusion

La lumière blanche est décomposée en plusieurs lumières colorées appelées radiations.
Ce phénomène est appelé la dispersion de la lumière blanche.

Dispersion de la lumière

2. Spectre de la lumière

2.1. Définition du spectre

On appelle spectre d'une lumière, l'ensemble des radiations qui compose cette lumière.
Les couleurs du spectre de la lumière blanche sont dans l'ordre suivant (de la radiation la plus déviée à la moins déviée) :
Violet- Indigo – Bleu -Vert – Jaune – Orange – Rouge

Remarques

Le spectre de la lumière blanche est continu parce que toutes les radiations visibles sont représentées.
Lorsqu'il manque au spectre une ou plusieurs radiations, il est discontinu.

2.2. Lumière polychromatique et lumière monochromatique

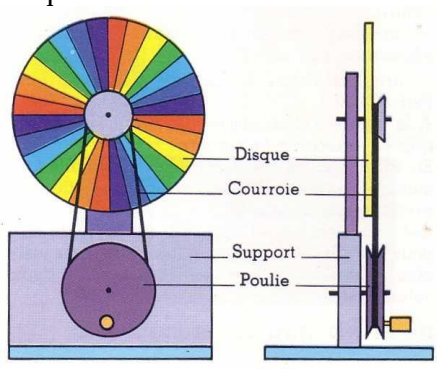
Une lumière composée de plusieurs radiations est polychromatique.

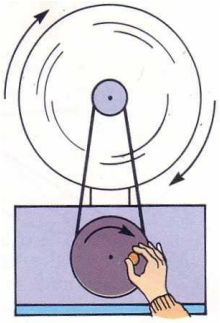
Exemple : La lumière blanche

Une lumière composée d'une seule radiation est monochromatique.
Exemple : la lumière rouge.

2.3. Synthèse de la lumière blanche :

Le disque de Newton (*) est un disque sur lequel on a dessiné plusieurs séries de sept secteurs *angulaires égaux.*
Les sept premiers secteurs sont coloriés en rouge, orangé, jaune, vert, bleu, indigo et violet. Les secteurs suivants sont coloriés de la même façon et dans le même ordre.
Un système quelconque (manuel ou à moteur (ventilo)) permet de faire tourner très rapidement le disque.





Observation : Lorsqu'on fait tourner le disque, sa surface paraît blanche.
Explication : Le passage de chaque couleur devant l'œil étant rapide, les différentes couleurs se mélangent en donnant du **blanc.** On réalise ainsi la synthèse de la lumière blanche par addition des sept couleurs de l'arc-en-ciel.

(*) **Newton,** savant anglais (1642-1727). Il étudia entre autres les lois de la gravitation universelle, la mécanique céleste, la nature de la lumière blanche.

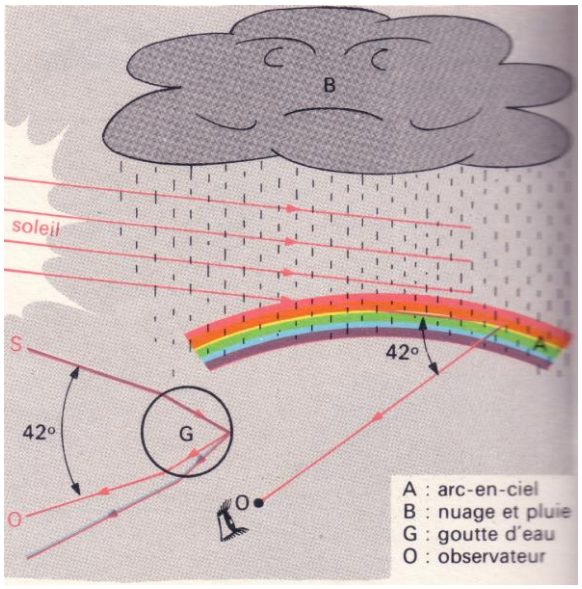
Dispersion de la lumière

3. Applications

3.1. Formation de l'arc-en-ciel

L'arc-en-ciel s'explique par une double réfraction et une réflexion totale de la lumière du soleil par les gouttes d'eau de la pluie.

Pour observer l'arc-en-ciel, il faut avoir le Soleil dans le dos.



3.2. La couleur d'un objet

La couleur d'un objet dépend de la lumière qui l'éclaire. Elle résulte de la composition des radiations qu'il diffuse ou réfléchit.
Exemples :

- Les plantes vertes absorbent toutes les radiations de la lumière blanche sauf la radiation verte.
- Un objet rouge absorbe toutes les radiations de la lumière blanche sauf la radiation rouge.
- Un objet noir absorbe toutes les radiations de la lumière blanche.

Dispersion de la lumière

EVALUATION	Niveau : 4ème
Domaine : **OPTIQUE**	Chapitre : **Dispersion de la lumière**

1 Compléter les phrases suivantes :

La lumière blanche est décomposée par la traversée d'un prisme de verre : c'est le phénomène de …… de la lumière.

Le spectre obtenu est …… et montre que la lumière blanche est formée de plusieurs ……

L'ensemble des radiations obtenues constitue …… de la lumière blanche.

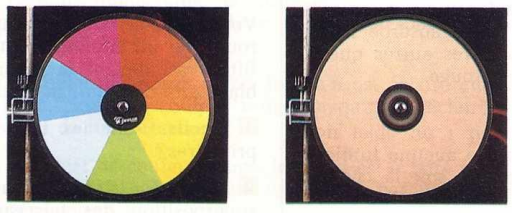
2 Des définitions

2.1 Chercher la signification des mots de la liste suivante :
Lumière polychromatique
Lumière monochromatique
Lumière noire
Radiation IR
Radiation UV

2.2 Applications

2.2.1 Comment appelle-t-on les radiations émises par les corps chauds ?
2.2.2 Comment appelle-t-on les radiations provoquant le bronzage de la peau ?

3 Le disque de Newton est constitué de secteurs de couleurs différentes



3.1) Citer les couleurs que vous distinguez.
3.2) Comparer leur nombre aux couleurs de l'arc-en-ciel.
3.3) Vous éclairez le disque avec une lampe à incandescence. Vous faites tourner le disque à grande vitesse (grâce â un moteur électrique). De quelle couleur apparaît-il ?
3.4) Expliquer pour quelles raisons l'œil ne peut distinguer les différentes couleurs.

Dispersion de la lumière

4

4.1) Avec quel système peut-on réaliser la dispersion de la lumière blanche ?
4.2) Comment appelle-t-on les images colorées obtenues par dispersion de la lumière ?
4.3) Quelle est la composition de la lumière blanche ? Quelles en sont les couleurs principales ?
4.4) L'arc-en-ciel ne comprend-il que sept couleurs ?
4.5) Peut-on parler de couleur noire ? De couleur blanche ? Pourquoi ?

5 **Un arc-en-ciel**

Un arc-en-ciel est obtenu par la décomposition de la lumière du soleil par les gouttelettes d'eau de l'atmosphère.
Donner, dans l'ordre, les sept couleurs de l'arc-en-ciel.

Dispersion de la lumière

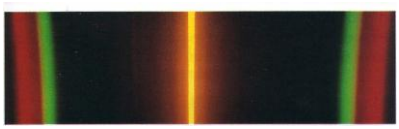
6 **Recopier les affirmations qui sont vraies :**
Si un objet multicolore est éclairé par une lumière rouge
- tout apparaîtra bleu.
- tout apparaîtra en noir et blanc.
- tout apparaîtra rouge.
- seules les parties rouges apparaîtront rouges et le reste noir.

7 **De toutes les couleurs :**
Quels sont les deux procédés utilisés pour obtenir toutes les couleurs à partir des couleurs dites «fondamentales » ?

8 **La couleur des arbres :**
Expliquer pourquoi le feuillage des arbres est vert.

9 **Spectres discontinus**

10.1) Que peut-on remarquer sur le spectre de la lumière représenté ci-dessous ?



10.2) Quelle est la couleur du filtre placé sur le trajet de la lumière blanche ?

10 Les trois filtres sont posés sur une feuille blanche. Ils absorbent une partie de la lumière. Décrivez vos observations. Mettre les traits communs en pointillés

11

La toupie de la figure 1 est mise en rotation. La figure 2 représente alors son aspect. Expliquez ce que vous voyez.

1. Toupie immobile

2. Toupie en train de tourner

Dispersion de la lumière

12 Observez la figure ci-dessous à travers un filtre rouge.

12.1) Décrivez ce que vous voyez.

12.2) Faites la même expérience à travers un filtre vert. Expliquez vos observations.

13

13.1) Le mot physique est-il lisible à travers un filtre rouge ? Pourquoi ?

13.2) Même question pour le mot chimie.

Leçon 3 : Forces

1. Notion de force

1.1- Effets d'une force

1.1.1 Effet dynamique

Exemple : tir d'un coup franc

Un joueur de l'équipe bénéficiaire tape sur le ballon.

Effet de la force exercée : mise en mouvement du ballon.

Un joueur de l'équipe adverse dévie le ballon : effet de la force exercée : modification de la trajectoire du ballon.

Dans les deux cas, la force est capable de **créer ou de modifier** le mouvement : **l'effet est dit dynamique.**

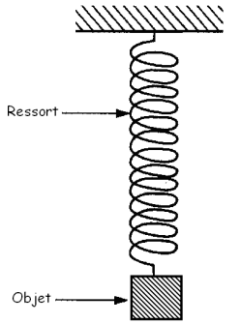
1.1.2 Effet statique

Exemple : solide suspendu à un ressort

A cause de son poids, le solide provoque l'allongement du ressort.

Dans cet exemple, l'effet de la force appliquée est de déformer le ressort.

Dans ce cas, la force est capable de **déformer un système** : **l'effet est dit statique.**



Ajouter avant ce schéma un autre montrant le ressort à vide (sans allongement)

1.2- Définition d'une force

On appelle force toute cause capable de :

- produire ou modifier le mouvement d'un corps.
- provoquer la déformation d'un corps.

1.3- Différents types de forces

Les forces peuvent être classées selon leurs origines : les muscles, l'eau, l'électricité, le magnétisme, la terre, par exemple. Elles manifestent leurs actions par des effets dynamiques ou statiques.

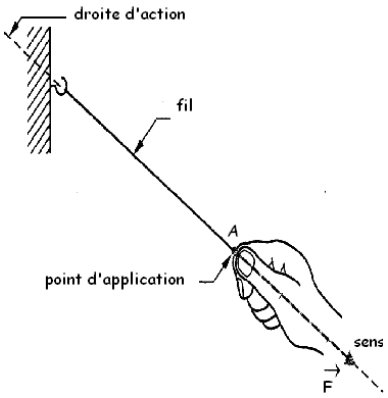
Exemples :

- poids d'un corps : force à distance, s'exerçant sur toutes les parties du corps (force répartie).
- forces électriques et magnétiques : forces à distance, réparties.
- force musculaire : force de contact, localisée.
- tension d'un fil : force de contact, localisée.
- réaction d'un support : force de contact, répartie.

Forces

1.4.1- Caractéristiques d'une force

Une force est définie par quatre caractéristiques :
- **Son point d'application :** c'est le point où s'exerce l'action.
- Sa **ligne d'action ou droite d'action :** c'est la direction selon laquelle elle agit.



- **Son sens :** celui du mouvement qu'elle tend à produire
- **Son intensité :** c'est sa valeur numérique, elle s'exprime en Newtons (N) et peut se mesurer avec un dynamomètre.
  Une force est donc une grandeur vectorielle. Ainsi, le vecteur $\vec{F}$ de la figure ci-contre représente l'action d'une main qui tire sur un fil.

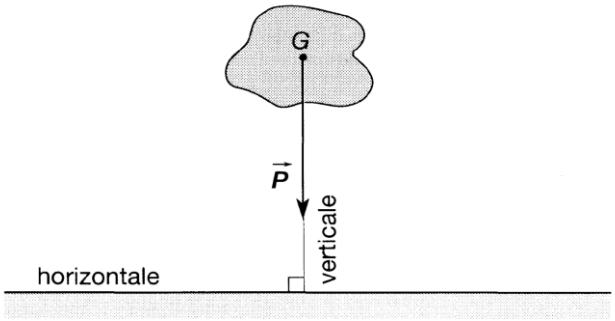
Mettre le vecteur force en trait plein.

1.4.2- Représentation d'une force

Exemple : une force d'intensité 10 N, de direction horizontale, dirigée de la gauche vers la droite. Echelle 1cm pour 2 N. Dessiner un vecteur de longueur 5cm.

1.5 Exemple de forces

1.5.1 : Le poids d'un corps



Le vecteur poids du solide est vertical et dirigé vers le bas.

Les quatre caractéristiques sont :
— le point d'application : le centre de gravité G du corps,
— la direction : la verticale,
— le sens : vers le bas,
— la norme : le poids P du corps qui se calcule à partir de sa masse m par la relation

$P = \mathbf{m}\ g$

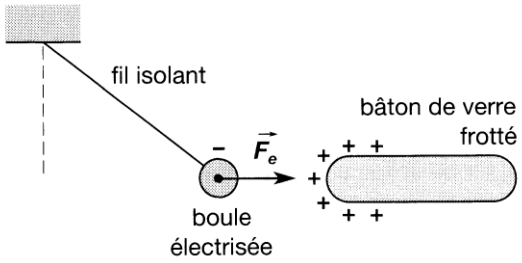
P : poids du corps en newtons (N)
m : masse du corps en kg
g : intensité de la pesanteur (en N/ kg)

L'intensité de la pesanteur varie peu à la surface de la Terre, il faut retenir la valeur g = 9,8 $N.kg^{-1}$.

Forces

1.5.2- La force électrique

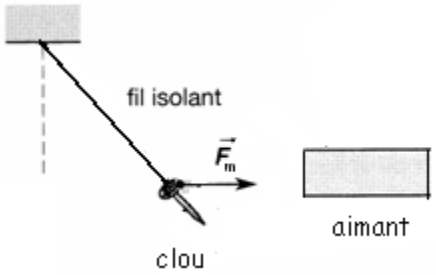
Une boule chargée négativement est attirée par un bâton de verre chargé positivement. La force $\vec{F}_e$ exercée par le bâton de verre sur la boule est une force électrostatique, c'est une force à distance car, cette fois, il n'y a pas contact entre les deux solides qui interagissent.



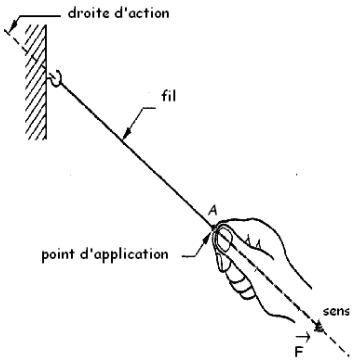
ATTENTION : Pour chaque force, il faut en principe préciser quel corps est l'objet qui subit cette force et quel autre objet crée cette force.

1.5.3 : La force magnétique

Revoir le schéma : remplacer le clou par une boule en fer

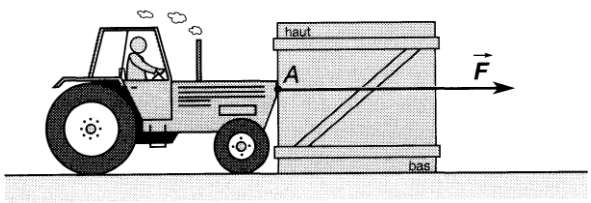


1.5.4 : La force musculaire



1.5. 5 : La force mécanique

Un engin de manutention pousse une lourde caisse posée sur le sol. La force $\vec{F}$ est la force exercée par l'engin sur la caisse, c'est une force de contact car elle s'applique au point de contact A entre les deux solides considérés.

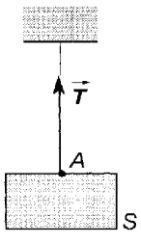


Forces

La force exercée par l'engin sur la caisse a les quatre caractéristiques :
— sens : de gauche à droite
— norme : inconnue et dépendant de l'action exercée par le moteur de l'engin.
— point d'application : le point de contact A
— direction : l'horizontale

1.5.6 : La tension d'un fil

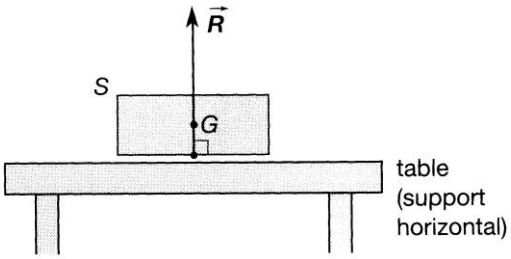
Lorsqu'un fil est attaché à un solide et tendu, il exerce sur ce solide une force appelée tension du fil $\vec{T}$.
Le point d'application A est le point d'attache du fil.
On détermine la tension d'un fil en un point en supposant celui-ci coupé au point considéré et en cherchant quelle force il faut appliquer pour que le système reste dans le même état (immobile ou en mouvement).



À retenir : La tension d'un fil est dirigée suivant le fil.

1.5.7 : Réaction d'un support plan horizontal

La figure suivante montre la réaction de la table horizontale sur le solide S : elle est normale (c'est-à-dire perpendiculaire) à la table.

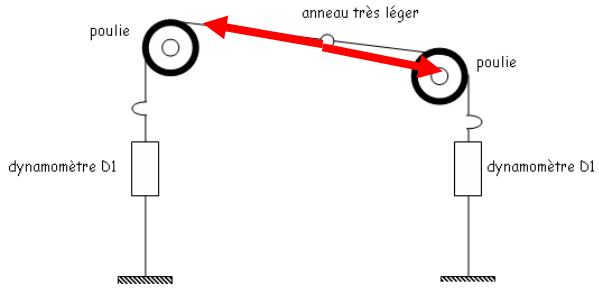


La réaction de la table horizontale sur le solide S est verticale et dirigée vers le haut (elle empêche le solide de «pénétrer» dans la table). Le point d'application de la réaction $\vec{R}$ passe par son centre de gravité G.

2. Équilibre d'un solide soumis à deux forces

2.1- Expérience de l'anneau accroché à deux dynamomètres

À l'équilibre, les forces qui s'exercent sur l'anneau ont :
même intensité
des sens contraires
mêmes droites d'action



$\vec{F}_1 = - \vec{F}_2$

Conséquence : $\vec{F}_1 + \vec{F}_2 = \vec{o}$

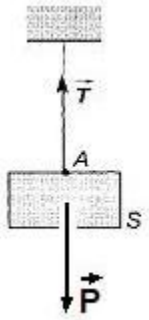
Ces forces sont dites directement opposées.

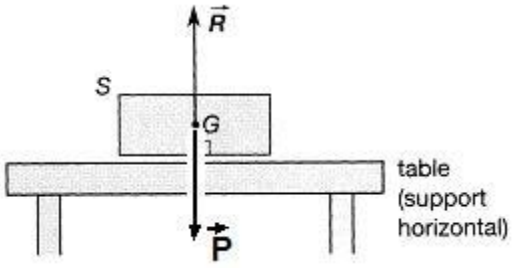
Forces

2.2 Condition nécessaire d'équilibre

Un solide soumis à deux forces directement opposées est en équilibre.

2.3 Exemples de corps en équilibre sous l'action de deux forces :





3. Principe des actions réciproques

3.1- Énoncé

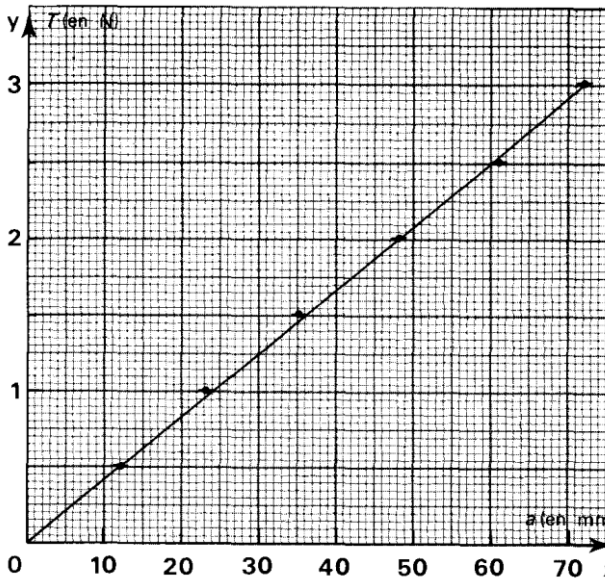
Si corps A exerce sur un corps B une force $\vec{F}$, réciproquement le corps B exerce sur le corps A une force - $\vec{F}$ opposée à $\vec{F}$.

Le solide (S) est en équilibre sous l'action de son poids et d'une force exercée par le support et appelée réaction.

3.2-Illustration du principe des actions réciproques

Equilibre d'un élève assis sur un banc.
En tombant sur un obstacle, un ballon rebondit à cause de la réaction de l'obstacle.
Recul d'une arme à feu.

Traçons la courbe représentative de la tension en fonction de l'allongement a du ressort.
Nous constatons que les points représentatifs (dont l'origine O des axes de coordonnées) sont pratiquement sur une même droite : cette droite constitue la courbe représentative de la tension T du ressort en fonction de son allongement s. Elle s'appelle courbe d'étalonnage du ressort.



T = f(a) est une fonction linéaire.

Soit T = ka

k est une constante caractéristique du ressort appelée raideur du ressort. Autrement dit la tension du ressort est proportionnelle à son allongement.

Forces

Unité de la constante de raideur S.I. : $k = \frac{\Delta y}{\Delta x}$

T s'exprime en N
a s'exprime en m
donc k s'exprime en newton par mètre (symbole : $N.m^{-1}$).
Dans cet exemple : $T = 41\ N.m^{-1}$.
Remarque : Un ressort étalonné permet de mesurer l'intensité (ou module) du poids d'un corps (ou de toute autre force) : c'est un dynamomètre.

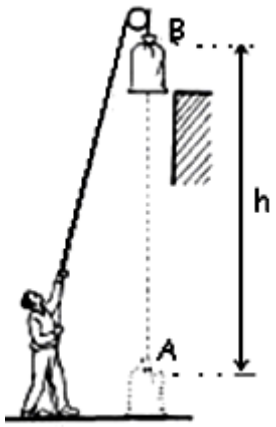
Leçon 4 : Travail et puissance mécaniques

1 Travail mécanique

1.1- Notion de travail

Un ouvrier veut soulever un sac du sol à la hauteur du balcon d'un immeuble à l'aide d'une corde passant par la gorge d'une poulie. Le sac étant sur le sol, il exerce une traction sur la corde, mais son effort étant d'abord insuffisant, le sac reste immobile : on dit que la force $\vec{F}$ qu'il exerce sur le sac ne travaille pas.

En tirant plus fort, le sac s'élève. Le point d'application A de la force $\vec{F}$ exercée passe de A à B : la force $\vec{F}$ effectue un travail.



Conclusion : On dit qu'une force travaille lorsque son point d'application se déplace.

Remarque : Si l'ouvrier se permet de maintenir immobile le sac à une certaine hauteur du sol, il lui faudra fournir beaucoup plus d'effort. Il se fatigue, cependant son travail est nul, il ne faut donc pas confondre travail et fatigue.

I.2- Expression du travail d'une force constante

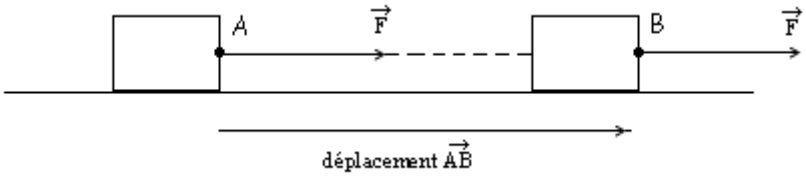
Dans le cas où le vecteur force $\vec{F}$ et le déplacement AB sont colinéaires et de même sens, le travail mécanique de la force $\vec{F}$ noté $W(\vec{F})_{AB}$ est donné par :

$W(\vec{F})_{AB}$ = FxAB

$W(\vec{F})_{AB}$ en joules (J)

F en newtons (N)

AB en mètres (m)



Si on pose AB = L, on a : **$W(\vec{F})_{AB}$ = Fx** L

Travail et puissance mécaniques

1.3- Travail moteur, résistant, ou nul
-Travail moteur, la force favorise le déplacement (la force a même sens que le déplacement)
- Travail moteur, la force s'oppose au déplacement (la force est de sens contraire au déplacement)

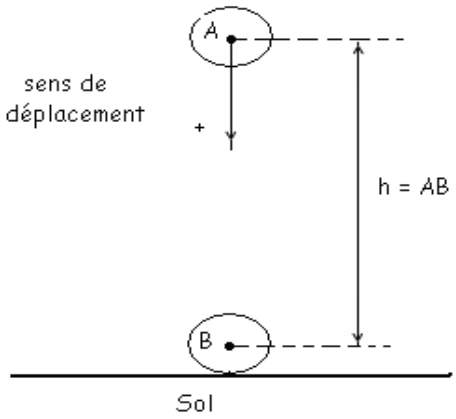
- Travail nul, la force est perpendiculaire au déplacement

I.4- Travail du poids d'un corps

- Lorsqu'un corps tombe d'une hauteur AB = h au-dessus du sol, le poids **P** de celui-ci effectue un travail qui s'exprime par :

$W(P)_h = Pxh$	• **$W(P)_h$ en joules (J)** • **P en newtons (N)** • **h en mètres (m)**

Le travail du poids est moteur.



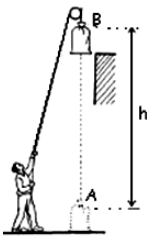
- Lorsque l'objet est lancé vers le haut, le poids de celui-ci s'oppose au déplacement. Dans ce cas le travail du poids est résistant. Le poids **P** et le déplacement **AB** sont opposés.

NB : Le travail du poids ne dépend pas du chemin suivi

II- Puissance mécanique

En soulevant une charge, l'ouvrier exerce une force qui développe un tavail de 300 J en 72 s tandis qu'un enfant exerce une force qui effectue le même travail en 120 s.

L'ouvrier développe une force plus puissante que celle de l'enfant.



Tavail et puissance mécaniques

II.1-Définition

La puissance mécanique fournie par une force F, est le travail qu'il effectue par unité de temps :

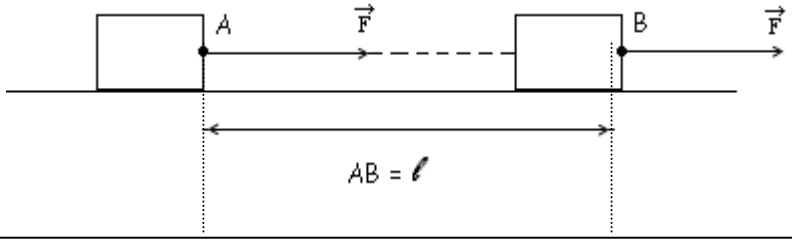
P (F)= $\frac{W(F)}{t}$

P (F) : puissance en watts (W)
W(F) : travail de la force F en joules (J)
t temps mis pour effectuer le travail en secondes (s)

Multiples du Watt :
Le Kilowatt **1kW = 10^3 W**
Le Mégawatt **1MW = 10^6 W**

II.2-Autres expressions de la puissance

Considérons le travail fourni par une force constante sur un déplacement AB = l.



A **B**

W(F) = Fx l

La puissance développée par la force F est : **P (F)=** $\frac{W(F)}{t} = \frac{Fxl}{t}$ **= Fx** $\frac{l}{t}$

Or $\frac{l}{t}$ **= V :** vitesse du mobile, on obtient donc **:**

P (F)= FxV

P (F) : puissance en watts (W)
F : Force en newtons (N)
V : vitesse du mobile (m/s)

II .3 Autre unité de Puissance

Le cheval-vapeur. 1 Ch = 736 W

II.3-Ordre de grandeur de quelques puissances

- Ouvrier poussant une brouette : 0,3 W à 3,5 W.
- Moto : 5 kW
- Voiture : 50 kW
- Train : 3000 kW
- Avion : 18 000 kW.

Travail et puissance mécaniques

FICHE EVALUATION		**Niveau : 3ème**
Domaine : MECANIQUE		**Chapitre : Travail et puissance**

1 Questions de cours :

1.1 Quand est ce que un travail est dit moteur ? résistant ?
1.2 Donner l'unité de travail dans le système international.
1.3 Donner l'unité de puissance dans le système international.
1.4 Le wattheure est-il une unité de puissance ?
1.5 Donner la formule du travail d'une force dont le point d'application se déplace sur sa droite d'action.
Donner les deux expressions de la puissance, et à partir de l'une des expressions trouver l'autre.

2 Répondre par vrai (V) ou faux (F) :

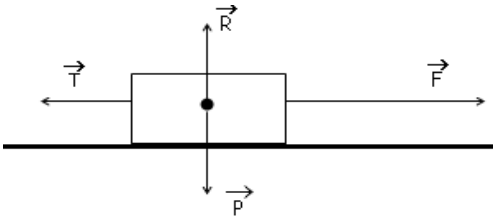
	V	F
2.1 L'unité de puissance dans le système international est le joule par seconde.		
2.2 Le poids d'un corps en déplacement horizontal effectue un travail résistant.		
2.3 Le poids d'un corps en chute libre effectue un travail moteur.		
2.4 Le travail du poids d'un corps dépend du chemin suivi.		

3 Amadou estime qu'un corps de masse $m_1 = 10$ kg qui tombe d'une hauteur de $h_1 = 2$ m effectue un travail plus important qu'un corps de masse $m_2 = 5$ kg qui tombe d'une hauteur de $h_2 = 3$ m. Fatou soutient le contraire. Dire, avec justification, qui a raison ? On donne g = 9,8 N/kg

4 Une grue soulève une charge de 6000 N, d'une hauteur de 30 m, en une minute. Déterminer le travail effectué et la puissance développée.

5

5.1 Indiquer par une flèche le sens de déplacement et donner la nature du travail de chaque force. Justifier.
5.2 Déterminer l'intensité de chaque force.
5.3 Quel est le travail de $\vec{F}$ pour 0,6 km ?
5.4 Calculer la durée du déplacement, lorsque la puissance développée par $\vec{F}$ est P = 3,87 kW.



Echelle : 1 cm pour 200 N

6 Un train met 1 h 30 min 50 s pour relier 2 villes distantes de 109 km. L'intensité de la force de traction de la locomotive sur les wagons est $F = 4{,}41.10^4$ N. Calculer :
6.1La vitesse moyenne de ce train en m/s et en km/h, puis en.
6.2Le travail mécanique effectué par cette force.
6.3La puissance mécanique développée, en ch.

Travail et puissance mécaniques

7 Un train file à 90 km/h. À cette vitesse la force de traction produite par la locomotive a une intensité de 60 000 N.
7.1 Déterminer la puissance mécanique développée par la locomotive, en kW, puis en chevaux-vapeur.
7.2 Calculer le travail effectué par minute de parcours.
7.3 Le train parcourt une distance de 135 km, calculer le travail produit durant ce trajet, en kJ et la durée du trajet.

8

Un cheval tire un chariot de masse 1 t avec une force supposée constante de 735 N, sur une route horizontale.

1) Déterminer la distance parcourue, si le cheval produit un travail de $3{,}3\ 10^6$J
2) Déterminer la durée du trajet et la vitesse supposée constante du cheval, si la puissance mécanique mise en jeu est de 1,875 ch.
3) Calculer le poids du chariot (g = 9,8 N/kg) .
4) Faire le schéma du chariot et représenter toutes les forces qui agissent sur lui. Qualifier le travail de chaque force.

9 Un ascenseur est entraîné à vitesse constante par un moteur qui développe une puissance P = 7,5 kW lorsque la force de traction du câble a une intensité F = 3000 N. Combien de temps l'ascenseur met-il pour s'élever de 20 m ?

10 Un élève de masse 70 kg s'élève, en grimpant une corde, à une hauteur h = 10 m.
1) Quel est le travail effectué ?
2) Sachant que le déplacement a duré 20 s, calculer la puissance P mise en jeu. (g = 9,81 N/kg)

11

Une voiture a parcouru sur une route horizontale une distance de 3,6 km en 6 min. Son moteur développe une force constante $F = 2.10^3$ N.
11.1 valuer la vitesse en m/s puis en km/h.
11.2 Calculer le travail effectué par la voiture en kJ et en déduire sa puissance.

12

On élève un objet de poids 250 N d'une hauteur de 14 m.:
1) Calculer le travail effectué, en kJ par le poids de l'objet.
2) Quelle est la nature du travail du poids de l'objet ?
3) Calculer la puissance développée par l'élève, si la montée a duré 1 min 10 s.

13

Un objet sous l'action d'une force $\vec{F}$ se déplace sur un parcours de 10 m et développe une puissance mécanique de 20 W en 25 s.
1) Quel est le travail effectué ?
2) Trouver l'intensité de la force $\vec{F}$

Travail et puissance mécaniques

14 Un objet sous l'action d'une force $\vec{F}$ d'intensité égale à 500 N, se déplace sur un parcours de 12m.

1) Calculer le travail effectué par la force $\vec{F}$.
2) Trouver la puissance développée, sachant que le déplacement a duré 6 secondes.
3) Trouver la vitesse du déplacement, en km/h.

15

Sur un mobile en déplacement sur une route horizontale s'exercent les forces suivantes :

- Son poids $\vec{P}$ d'intensité P = 2800 N.
- La réaction $\vec{R}$ de la route.
- La force motrice $\vec{F}$ d'intensité F = 5600 N.
- Les forces de frottement représentées par une force unique f d'intensité f = 1400 N opposée au mouvement.

15.1 Représenter vectoriellement les forces appliquées au mobile assimilé à un point matériel. Prendre comme échelle 1 cm pour 2800 N.

15.2 Calculer le travail W ($\vec{F}$) de la force motrice $\vec{F}$ du mobile, sachant qu'il a effectué le déplacement à la vitesse v = 30 km/h, pendant une durée t = 15 s. En déduire alors la puissance P développée par la force $\vec{F}$.

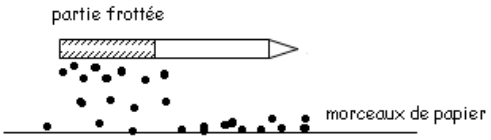
Leçon 5 : L'électrisation par frottement et le courant électrique

1- Électrisation par frottement

1.1- Mise en évidence expérimentale du phénomène de l'électrisation

1.1.1 Expérience

Approchons de petits morceaux de papier un stylo à bille en plastique frotté avec un morceau de tissu.
On constate que la partie frottée du stylo attire les morceaux de papier.



1.1.2 Interprétation

Lors du frottement, le stylo s'est électrisé. On dit aussi qu'il est chargé d'électricité**.** C'est cette électricité qui se manifeste par l'apparition de forces qui attirent les morceaux de papier.

1.1.3 Autres exemples

Des phénomènes d'électrisation interviennent dans la vie courante :

- Les cheveux attirés par un peigne en matière plastique.
- Des vêtements en matière synthétique qui collent à la peau ou qui émettent des étincelles quand on les retire.
- Des décharges électriques que l'on peut ressentir en serrant la main d'une personne.
- La poussière attirée par l'écran d'un téléviseur en fonctionnement.

1.2- Interactions électrostatiques

1.2.1 Expérience

Deux bâtons électrisés ont-ils des actions l'un sur l'autre ?
Rassemblons quatre bâtons en deux matières différentes s'électrisant facilement (verre et ébonite). Frottons les bâtons de verre avec de la laine et les bâtons d'ébonite avec de la fourrure (peau de chat ou de lapin). Plaçons un bâton sur chaque support mobile et chaque fois, observons leur mouvement lorsque les deux bâtons sont approchés l'un de l'autre. Ces bâtons sont suspendus par des fils fin de soie.

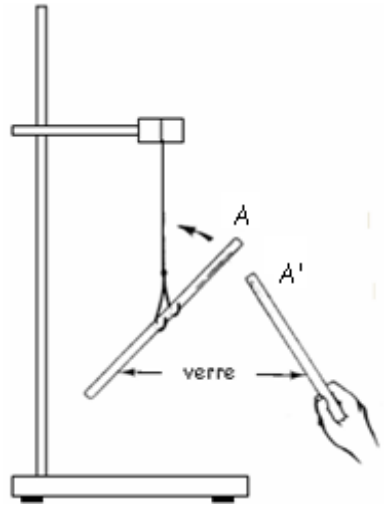


fig.1

Répulsion

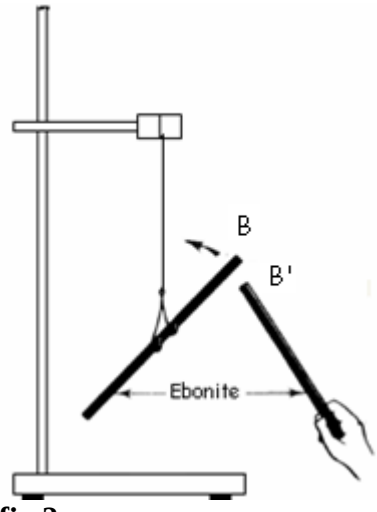


fig.2

Répulsion

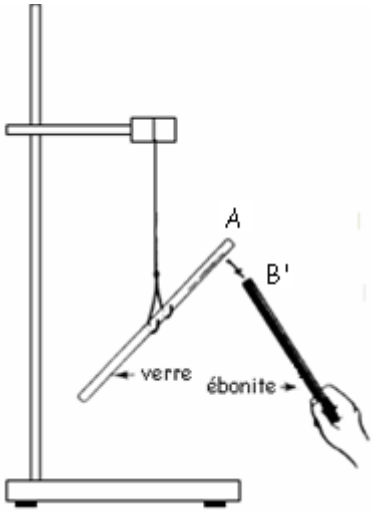


fig.3

Attraction

L'électrisation par frottement et le courant électrique

1.2.2 Interprétation

Le frottement fait apparaître sur l'ébonite des charges et sur le verre des charges électriques de natures différentes.

Les expériences réalisées montrent qu'il n'existe que deux sortes d'interactions entre les porteurs de charges :

- deux corps qui portent des charges de même nature se repoussent,
- deux corps qui portent des charges de natures différentes s'attirent.

1.3- Les deux types de charges électriques

Par convention :

- Électricité positive celle qui apparaît sur le verre frotté par de la laine.
- Électricité négative celle qui apparaît sur l'ébonite frottée avec une fourrure.

Deux corps portant des charges électriques interagissent entre eux :

- deux corps chargés d'électricité de même signe se repoussent,
- deux corps chargés d'électricité de signes différents s'attirent.

1.4- Interprétation de l'électrisation par frottement

1.4.1- Structure de l'atome

Tous les corps sont constitués à partir de très petits grains de matière électriquement neutres appelés atomes.

Les charges électriques qui apparaissent sur les corps frottés ne peuvent donc provenir que des atomes. Ceux-ci portent, en effet, des charges positives et des charges négatives.

1.4.2- Les charges électriques

Les charges négatives sont portées par des particules extrêmement petites appelées les électrons. Ils sont tous identiques et portent la même charge négative. Cette charge, la plus petite connue, est appelée charge élémentaire.

1.4.3- Explication du phénomène de l'électrisation par frottement

- le tissu de laine arrache des électrons au verre lors du frottement. Sur la partie frottée, il apparaît donc un déficit d'électrons pour le bâton de verre qui se charge positivement.

- la fourrure (peau de chat ou de lapin) fournit des électrons au bâton d'ébonite. Sur la partie frottée il apparaît donc un excédent d'électrons pour le bâton d'ébonite qui se charge négativement.

Au cours de l'électrisation par frottement, il y a échange d'électrons entre le corps frotté et le corps qui le frotte.

1.5- Conducteurs et isolants électriques :

1.5.1- Une expérience de conduction :

La boule d'un pendule est chargée négativement (fig. 1). Une règle métallique est placée sur un support isolant à proximité de la boule. Puis, un bâton d'ébonite chargé négativement est approché de la règle métallique (fig. 2).

L'électrisation par frottement et le courant électrique

fig. 1

fig. 2

1.5.2- Observations :
A l'approche du bâton d'ébonite de la règle métallique, la boule subit une répulsion.
Pour la règle de matière plastique, la boule n'est pas repoussée.

1.5.3 Interprétation :

La répulsion de la boule prouve que l'extrémité A de la **règle métallique** s'est chargée négativement : elle porte un excès d'électrons. La **règle métallique** n'a été en contact ni avec le bâton d'ébonite ni avec la boule. L'excès d'électrons ne peut provenir que du déplacement de B vers A des électrons libres du métal. Ils ont été repoussés lors de l'approche du bâton d'ébonite.

Il n'y a que très peu d'électrons libres pouvant se déplacer dans la **matière plastique**, ce matériau est isolant. Les électrons restent liés aux noyaux des atomes.

1.5.4 Conclusion :
Des électrons se déplacent facilement dans certains matériaux appelés conducteurs. Dans d'autres, ils ne se déplacent pas, ces matériaux sont appelés isolants.

Isolants	**Conducteurs**
verre	or
porcelaine	cuivre
mica	fer
air sec	graphite

Remarque : Un isolant parfait n'existe pas, tout matériau est plus ou moins conducteur.

2- <u>Le courant électrique :</u>

2.1- La quantité d'électricité :
L'électricité est l'ensemble des charges électriques. La charge électrique est une grandeur mesurable dont l'unité est le **coulomb (C**). La charge q du porteur pouvant être positive **(+q)** ou négative **(-q),** est un multiple de la charge élémentaire **(e) : e = 1,6 10^{-19} C**

$$|q| = n.e$$

2.2- L'intensité du courant électrique :
L'intensité du courant électrique est la quantité d'électricité qui traverse une section du conducteur par unité de temps.

L’électrisation par frottement et le courant électrique

Si q est la quantité d’électricité ayant traversé une section du conducteur pendant le temps t, l’intensité I du courant est donnée par :

$$\mathbf{I} = \frac{|q|}{t} \qquad |\mathbf{q}| = \mathbf{n.e} \qquad \mathbf{I} = \frac{ne}{t}$$

Unités :
L'unité internationale d'intensité du courant électrique est **l'ampère (A).** Il a des sous-multiples et des multiples.

Faire une schéma d’un conducteur métallique

2.3- Mesure de l’intensité du courant électrique

On détermine l'intensité I d'un courant électrique à l'aide d'un **ampèremètre** qui est toujours **monté en série** dans le circuit.

$$\textbf{Valeur mesurée} = \frac{calibre \;\; x \;\; nombre \;\; de \;\; divisions \;\; lues}{nombre \;\; total \;\; de \;\; divisions}$$

NB : Il existe des ampèremètres à affichage numérique (multimètres) qui donnent une lecture directe de l’intensité.

2.4- Sens conventionnel du courant électrique :

Plusieurs expériences (électrolyse, effet magnétique) ont montré que le courant électrique a un sens.

Le sens conventionnel du courant est tel qu’il sort du générateur par la borne positive et entre par la borne négative.

2.5- Nature du courant électrique :

Le courant électrique est un mouvement d'ensemble de porteurs de charges. Ces porteurs de charges sont des électrons dans les métaux et des ions dans les électrolytes.

2.6- Application : Intensité du courant électrique dans un circuit électrique

2.6.1- Rappels :

2.6.1.1- Le circuit électrique :

C'est le chemin que suit le courant électrique pour aller du générateur aux récepteurs à travers les fils conducteurs.

2.6.1.2- Les générateurs de courant électrique :

Ce sont des dispositifs électriques qui entretiennent le courant. Il existe divers générateurs électriques :
Pile, batterie d'accumulateurs…, ils fournissent du **courant continu**.
Alternateur, génératrice de vélo…, ils fournissent un **courant variable.**

L’électrisation par frottement et le courant électrique

2.6.1.3- Les récepteurs électriques :
Ce sont les autres appareils du circuit que le courant électrique fait fonctionner.
Exemples : électrolyseurs et ampoule.

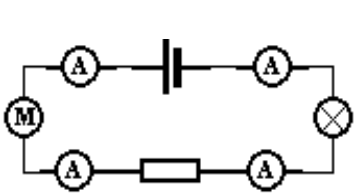
2.6.1.4- Les fils électriques
Ce sont les fils conducteurs qui relient les différents appareils d'un circuit, ils permettent le passage du courant. On les appelle aussi les fils de connexion.

- **Le circuit électrique**
- **Les générateurs de courant électrique**
- **Les fils de connexion**
- **Les récepteurs électriques**

2.6.2- Montage en série et montage en parallèle

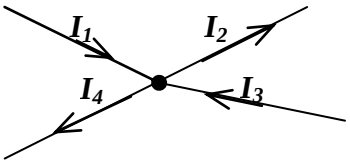
Le montage électrique est la réalisation pratique d'un circuit électrique. Il peut être :
Un montage en **série**. Le courant électrique est partout le même : des appareils en série sont parcourus par le même courant.
Un montage en **parallèle (**en **dérivation)** Des appareils montés en parallèle ou en dérivation sont à la même tension électrique.

2.6.3- La loi d’unicité du courant électrique
L'expérience montre que dans le circuit série, le courant électrique est partout le même : Son intensité I est constante, l'ampèremètre donne la même valeur aux différents endroits.



2.7- La loi des nœuds

On appelle nœud le point de raccordement d'au moins trois branchements.
L'intensité des courants qui arrivent à un nœud est toujours égale celle des courants qui en partent.
$I_1 + I_3 = I_2 + I_4$



L'électrisation par frottement et le courant électrique

FICHE EVALUATION		**Niveau : 3ème**
Domaine : ÉLECTRICITÉ		**Leçon 5 : Électrisation par frottement et Courant électrique**

Exercice 1 :

A, B, C et D sont des corps électrisés. A repousse B, B attire C, C attire D, D étant chargé positivement, quel est le signe des charges électriques portées par les corps A, B et C.

Exercice 2 :

Une règle en matière plastique frottée avec la laine se charge négativement. Expliquer la présence de charges négatives sur le plastique.

Exercice 3 :

On fait circuler à travers un conducteur métallique, un courant d'intensité 80 mA, pendant 1 mn 10 s.

1) Calculer la quantité d'électricité transportée dans ce conducteur.
2) Le nombre d'électrons traversant ce conducteur pendant ce même temps.

Exercice 4 :

Un fil de cuivre traversé par $4{,}5.10^{22}$ électrons est parcouru par un courant d'intensité 4 A. Calculer en minutes et secondes, le temps de passage du courant électrique.

Leçon 6 : Résistance électrique

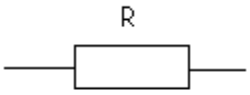
En électronique, une résistance se présente sous la forme d'un petit cylindre sur lequel sont peints des anneaux de différentes couleurs (photo 2). Ce composant possède deux bornes c'est un dipôle.

1. La résistance d'un conducteur

1.1- Notion de résistance

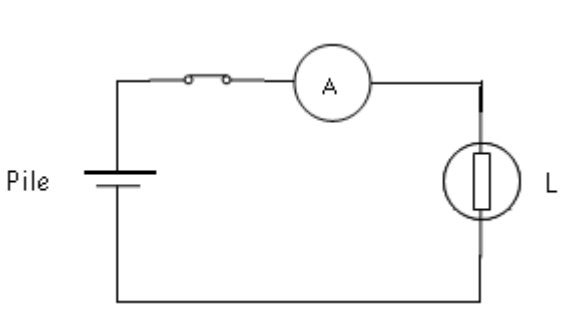
1.2- Représentation symbolique d'une résistance

On représente le résistor par le symbole suivant :

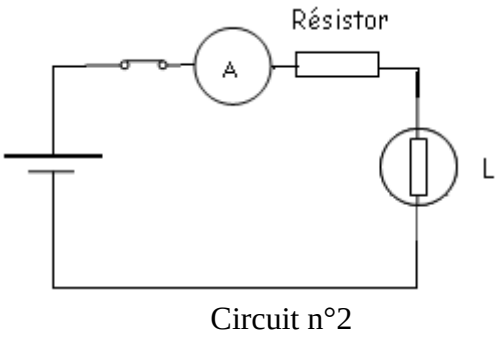


1.3- Influence d'une résistance dans un circuit

Réalisons successivement les deux expériences suivantes avec une lampe adaptée.



Circuit n°1



Circuit n°2

On observe :

- Pour le circuit n°1 que la lampe brille normalement.
- Pour le circuit n°2 comportant une résistance, la lampe brille moins intensivement : l'intensité du courant est maintenant plus faible.

Conclusion :
Notons que si nous inversons les branchements aux bornes de la résistance, les mesures ne sont pas modifiées.
Une résistance permet de modifier l'intensité du courant dans un circuit. Une résistance peut être branchée indifféremment dans un sens ou dans l'autre.

1.4-Le rhéostat : Résistance réglable

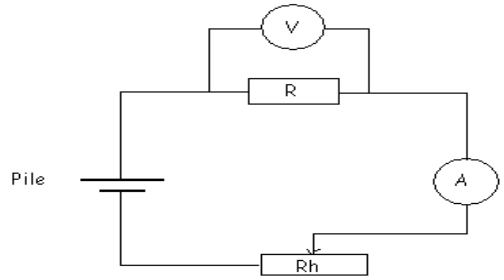
2. Etude expérimentale d'un résistor

2.1- Expérience

Réalisons le circuit schématisé ci-contre. Le réglage du rhéostat permet de modifier progressivement l'intensité I du courant dans le circuit.
Le voltmètre, branché en dérivation aux bornes de la résistance, permet de mesurer la tension U à ses bornes.

Résistance électrique

On constate que lorsque l'intensité I du courant qui traverse la résistance varie, la tension U varie dans le même sens.



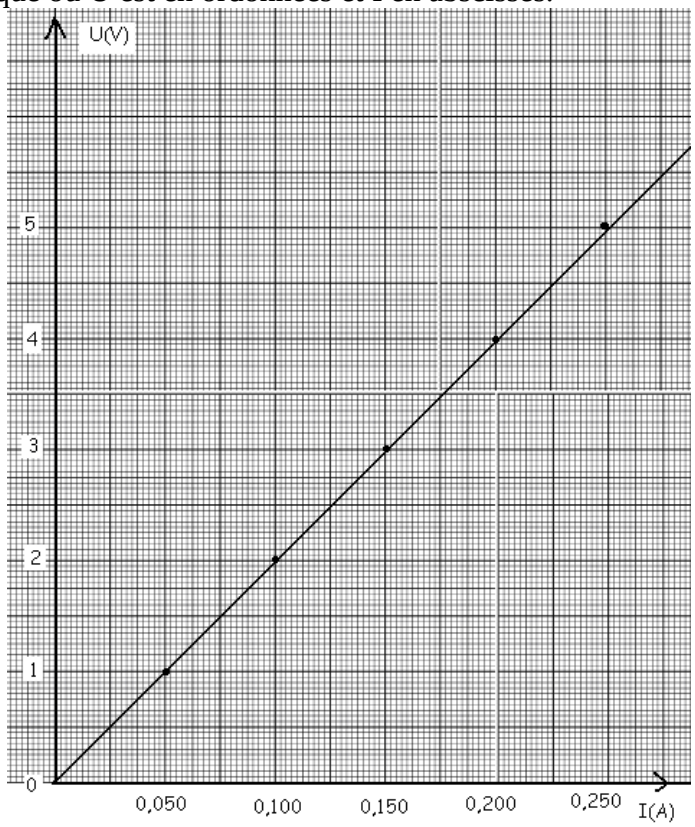
Montage permettant d'établir la caractéristique d'une résistance.

Notons les valeurs de I pour différentes valeurs de U.

U (V)	0	1	2	3	4	5
I (A)	0	0,050	0,100	0,150	0,200	0 ,250

2.2- Interprétation :

Portons les résultats de mesures sur un graphique où U est en ordonnées et I en abscisses.
On constate que les points sont pratiquement alignés. La droite passant le plus près possible de tous ces points est appelée **caractéristique de la résistance**.



La caractéristique étant maintenant connue, nous pourrons prévoir l'intensité I qui traverse la résistance pour une valeur quelconque de la tension U appliquée à ce composant (et vice versa).
D'autre part, comme la caractéristique est une droite passant par l'origine, U et I sont proportionnelles.

La tension aux bornes d'une résistance est proportionnelle à l'intensité du courant qui la traverse.

Résistance électrique

2.3- Résistance

Déterminons la pente de la droite. Comme U et I sont proportionnelles, U = k.I , soit k = $\frac{\Delta U}{\Delta I}$

Error!. Prenons un point de la droite, par exemple M(I = 0,100 A , U = 2 V), on trouve k = $\frac{2-0}{0{,}1-0}$ = 20. On remarque que pour tout point de la caractéristique on trouve la même valeur. Ce nombre est le coefficient de proportionnalité entre U et I. (c'est aussi le coefficient directeur de la droite) : c'est la résistance du résistor. On la note R , elle s'exprime en ohms (Ω) pour U en volts (V) et I en ampères (A).
On a donc : **R = 20 Ω.**

2.4- La loi d'Ohm

La caractéristique étant une droite passant par l'origine, son équation s'écrit :

U = R.I

U en volts (V)
I en ampères (A)
R en ohms (Ω)

Cette relation exprime la loi d'Ohm.
La tension U aux bornes d'une résistance de valeur R est égale au produit de R par l'intensité I du courant qui la traverse.
Tous les dipôles obéissant à cette loi sont appelés conducteurs ohmiques.

Exercice d'application : Calculer la tension aux bornes d'une résistance R = 18 Ω traversé par un courant I = 60 mA.
On transforme I en ampères et on applique la loi d'Ohm.
I = 60 mA = 0,60 A.

U = R.I

A.N. : U = 18x 0,60. **U = 10,8 V.**

3. Mesure de résistance

3.1- Utilisation du code des couleurs

- **Code des couleurs**

Couleur	Noir	Marron	Rouge	Orange	Jaune	Vert	Bleu	Violet	Gris	Blanc	Argent	Or
Valeur	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9		
Coefficient multiplicateur	1	10^1	10^2	10^3	10^4	10^5	10^6				10^{-1}	10^{-2}
Tolérance											10%	5%

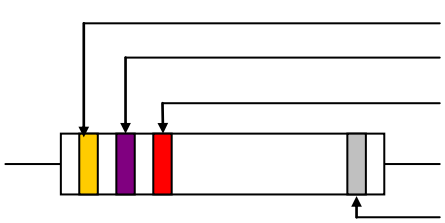
- **Utilisation**

Résistance électrique

Les valeurs des résistances se calculent en ohm, il faut :

- prendre la première bague, regarder sa valeur dans le tableau ci – dessus,
- prendre la valeur de la deuxième,
- et enfin
- multiplier le tout par la valeur de la troisième,
- la quatrième bague signifie, la tolérance (or ou argent 5% ou 10%).

par exemple :



Valeur de la résistance : $47 . 10^2\ \Omega = 4700\ \Omega$
La tolérance est de 10% de la valeur indiquée soit : $0{,}1 \times 4700 = 470\ \Omega$
La valeur exacte de la résistance est comprise entre $(4700-470)\ \Omega$ et $(4700+470)\ \Omega$

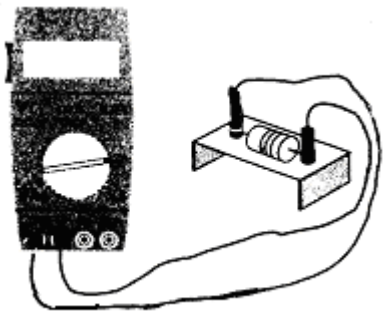
soit $4230\ \Omega \leq R \leq 5170\ \Omega$

Remarque : On peut retenir cette formule :

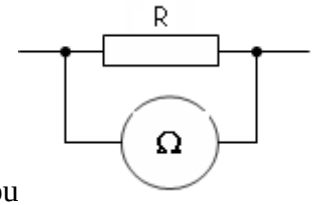
Ne	**M**angez	**R**ien	Ou	**J**eûnez,	**V**oilà	**B**ien	**V**otre	**G**rande	**B**êtise.
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9

3.2 Détermination d'une résistance à l'ohmmètre

Un multimètre utilisé en ohmmètre permet de connaître directement la valeur d'une résistance. Il suffit de la brancher comme l'indique la figure ci-contre : le commutateur est placé sur la position notée Ω.



ou

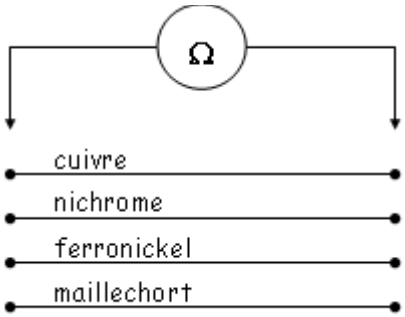


4. Résistance d'un fil cylindrique homogène

4.1- Mesure de la résistance d'un fil

Expérience 1 : Influence de la nature des matériaux.
On dispose de quatre fils constitués de matériaux différents mais dont la longueur et le diamètre sont identiques.
- On mesure leur résistance avec un ohmmètre et on complète le tableau suivant :

Résistance électrique



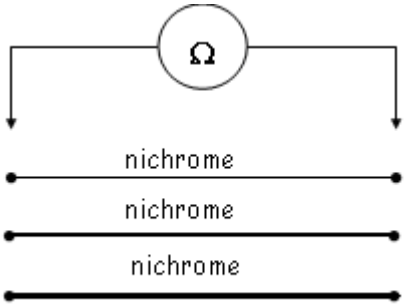
matériau	cuivre	nichrome	ferronickel	maillechort
R (Ω)				

- Conclusion : La résistance d'un conducteur filiforme dépend de la nature du matériau.

- Remarque : Pourquoi utilise-t-on le cuivre dans la fabrication des fils électriques ?

À longueur et diamètre identiques, le cuivre a la plus faible résistance, c'est la raison pour laquelle on l'utilise dans les fils électriques.

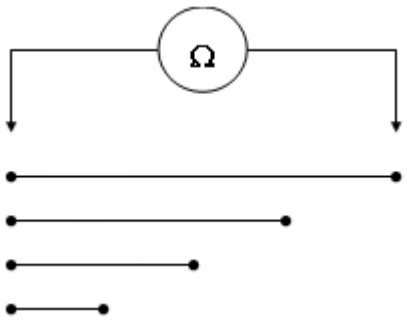
Expérience 2 : Influence du diamètre des conducteurs filiformes.
On dispose de trois fils en nichrome de même longueur mais qui possèdent des diamètres différents.
- Mesurer leur résistance avec un ohmmètre et compléter le tableau suivant :



Diamètre (mm)	0,2	0,6	0,7
R (Ω)			

Conclure :

Expérience 3 : Influence de la longueur.
Vérifier l'influence de la longueur d'un fil sur sa résistance. (On utilisera des fils de cuivre).



longueur (cm)	100	75	50	25
R (Ω)				

Conclusion :

- Remarque : Quelles sont, d'après vous, les propriétés que doit avoir une résistance chauffante ?

4.2- Conclusion

La résistance d'un fil dépend de la nature du matériau, de sa longueur l et de sa section S.
La résistance du fil est donnée par la relation suivante :

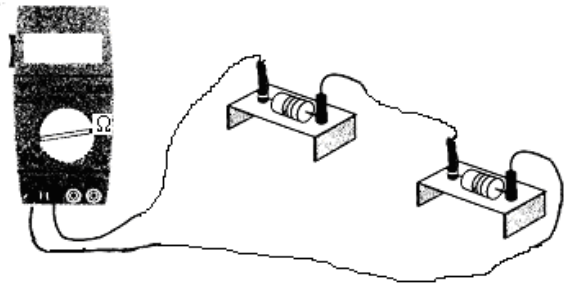
$$\mathbf{R} = \rho \frac{l}{s}$$

- R : résistance du fil en ohms (Ω)
- ρ: résistivité du matériau constituant le fil en Ω.m
- l : longueur du fil en mètres (m)
- S : section droite du fil $S = \pi.r^2 = \pi.\frac{d^2}{4}$ (m^2)

5. Associations de résistances

5.1- Associations en série

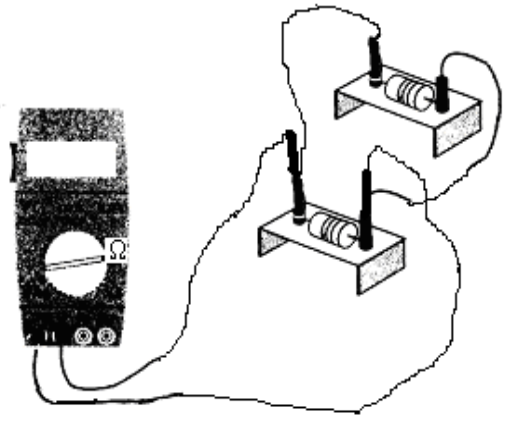
Associons deux résistances $R_1 = 47\ \Omega$ et $R_2 = 33\ \Omega$ comme le montre la figure suivante puis mesurons avec un ohmmètre la résistance de l'association.

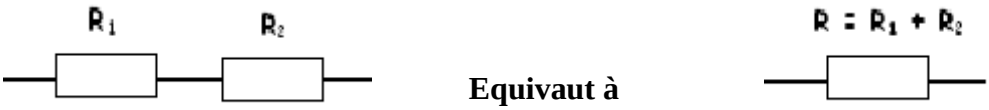


On trouve $R = 80\ \Omega$.
On remarque que $80 = 47 + 33$, soit $R = R_1 + R_2$.

La résistance R de cette association en série est égale à la somme des résistances :

$R = R_1 + R_2$





Plus généralement, l'association de plusieurs résistances R_1, R_2, R_3, ... en série a une résistance R telle que :

$R = R_1 + R_2 + R_3 + \ldots$

Une association de résistances en série permet d'augmenter la résistance d'un circuit.

5.2- Associations en parallèle ou en dérivation

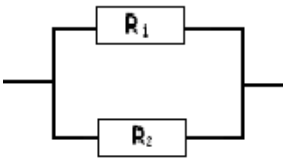
Associons deux résistances $R_1 = 47\ \Omega$ et $R_2 = 33\ \Omega$ comme le montre la figure suivante puis mesurons avec un ohmmètre la résistance de l'association.

On trouve R = 19,4 Ω.
On remarque que 80 Ω, résistance de l'association est inférieur à la plus petite des deux résistances.

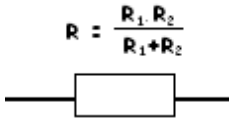
Une association de résistances en parallèle permet de diminuer la résistance d'un circuit.
On montre et nous l'admettons que la résistance équivalente R à deux résistances R_1 et R_2 montées en parallèle est donnée par la relation :

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2}$$

$$\textbf{Soit R} = \frac{R_1 R_2}{R_1 + R_2}$$



Equivaut à



Plus généralement, l'association de plusieurs résistances R_1, R_2, R_3.. en série a une résistance R telle que :

$R = R_1 + R_2 + R_3 + \ldots$

Une association de résistances en série permet de diminuer la résistance d'un circuit.

Résistance électrique

FICHE EVALUATION		**Niveau : 3ème**
Domaine : PHYSIQUE		**Leçon 6 : Résistance électrique**

1 Lors de la vérification de la loi d'ohm, on a obtenu le tableau de mesure suivant :

U (V)	3	4.5	6	12
I (A)	0,5	0,75	1	2

1) Tracer la caractéristique du récepteur utilisé.
2) Déterminer graphiquement l'intensité du courant pour une tension de 15 V.
3) Quelle est la valeur de la résistance électrique de ce récepteur ?
4) Quelle est la tension aux bornes de ce récepteur lorsqu'il est parcouru par un courant d'intensité 1,25 A ? Vérifier graphiquement votre réponse.

2 Un fil de longueur L = 20 cm, est placé en série dans un circuit comprenant un générateur délivrant une tension constante U = 6 V et un ampèremètre.

1) Calculer la résistance R du fil si l'ampèremètre indique I = 25 mA.
2) Calculer la résistance R' d'un morceau de ce même fil de longueur un mètre.

3 On considère une résistance R = 500 Ω, sous une tension U = 200 V.

1) Calculer l'intensité du courant qui le traverse.
2) Sachant que sa longueur L = 6 m et la résistivité de sa nature $\rho = 2.5\ \mu\Omega.m$, Calculer le diamètre du fil.
3) Que devient la résistance
   3.a- Si la longueur double et le diamètre diminue de moitié ?
   3.b- Si la longueur triple et le diamètre diminue du tiers ?

4 Un circuit électrique fermé est composé d'un générateur, d'un résistor de résistance électrique 50 Ω et d'un appareil sur lequel on relève les indications suivantes :

- nombres de divisions lues : 15
- nombres total de divisions : 25
- Calibre utilisé : 50 mA

1) Quel est le nom de cet appareil et comment se branche-t-il dans un circuit ?
2) Faites le schéma du circuit électrique.
3) D'après les indications de l'appareil, quelle grandeur physique mesure-t-on ?
4) Après avoir énoncé la loi d'Ohm, calculer la tension électrique existant aux bornes du résistor.
5) Ce circuit électrique ayant fonctionné pendant une minute, calculer la quantité d'électricité mise en jeu et en déduire le nombre d'électrons ayant traversé ce circuit pendant ce temps.
   On rappelle que la charge de l'électron est : $|e| = 1{,}6.10^{-19}$ c

Leçon 7 : Énergie et rendement

1. Notion d'énergie

1.1 – Définition :

L'énergie est liée à la notion de travail.
L'énergie est l'aptitude que possède un corps à fournir du travail.

1.2 - Énergie potentielle de Pesanteur :

L'énergie potentielle de pesanteur d'un corps est l'énergie qu'il possède en raison de sa position par rapport à la terre.

$E_p = m.g.h$ m : masse du corps en kg ,
g : intensité de la pesanteur en $N.kg^{-1}$,
h : hauteur du corps par rapport au point de référence en m ,
E_p en joules (J).

L'énergie potentielle de pesanteur d'un corps s'identifie au travail de son poids.

1.3 - Énergie cinétique :

L'énergie cinétique d'un corps est l'énergie qu'il possède du fait de son mouvement, à un instant donné.

$E_c = \frac{1}{2} mV^2$ m : masse du corps en kg ,
v : sa vitesse en $m.s^{-1}$,
E_c : en joules (J).

1.4 - Energie mécanique

L'énergie mécanique d'un corps est la somme de son énergie cinétique et de son énergie potentielle de pesanteur :

$$E_m = E_c + E_p$$

2. Différentes formes d'énergie

L'énergie peut apparaître sous diverses formes :

- **Énergie mécanique :**
Exemple : un manœuvre qui pousse une brouette produit de l'énergie mécanique.
- **Énergie électrique :**
Exemple : une ampoule allumée consomme de l'énergie électrique.
- **Énergie calorifique :**
Exemple : le charbon de bois qui porte l'eau à l'ébullition fournit de l'énergie calorifique.
- **Énergie chimique :**
Exemple : la combustion du dihydrogène qui produit une détonation libère de l'énergie chimique.
- **Énergie lumineuse :**
Exemple : le soleil envoie sur la terre de l'énergie lumineuse
- **Énergie nucléaire :**
Exemple : l'énergie nucléaire peut être convertie en électricité.

3. Transformations d'énergies

Il est possible de passer d'une forme d'énergie à une autre.
Exemple : l'énergie électrique est transformée en énergie :
calorifique dans un fer à repasser électrique ;
lumineuse dans une ampoule ;
mécanique dans une grue.

Énergie et rendement

3.1- Rendement d'une machine

Le rendement d'une machine se calcule par le rapport de l'énergie utile (énergie que fournit la machine) sur l'énergie reçue (énergie fournie à la machine)

$\mathbf{r = \frac{Energie_utile}{Energie_reçue}}$, il est sans unité et souvent exprimé en pourcentage.

3.2- Exemple

Un jardinier fait remonter de l'eau d'un puits avec une pompe hydraulique qui développe une énergie de 63 700 J. L'énergie consommée par la pompe est de 88, 2 kJ.
Quel est le rendement de cette installation ?

4. Effet Joule

Tout corps parcouru par un courant électrique est le siège d'un dégagement de chaleur appelé effet joule. Il a des avantages et des inconvénients.

4.1- Enoncé

La quantité de chaleur dégagée par un conducteur parcouru par un courant électrique est proportionnelle :

- à la résistance du conducteur,
- au carré de l'intensité du courant qui le traverse,
- au temps de passage du courant.

4.2- Expression

La quantité de chaleur dégagée par effet joule par un conducteur parcouru par un courant électrique a pour expression :

$W = RI^2t$, R en ohm , I en ampères , t en secondes , W en joules.

Énergie et rendement

FICHE EVALUATION		**Niveau : 3ème**
Domaine : PHYSIQUE		**Leçon 7 : Énergie et rendement**

1 Répondre par vrai (V) ou faux (F) en cochant la bonne case.

	V	F
a) Le wattheure est une unité de travail.		
b) L'unité de puissance dans le système international est le joule par seconde.		
c) Le poids d'un corps en déplacement horizontal effectue un travail résistant.		
d) Le poids d'un corps en chute libre effectue un travail moteur.		
e) Le travail du poids d'un corps dépend du chemin suivi.		

2

1) Définir l'énergie cinétique et l'énergie potentielle.
2) Une voiture de masse 1500 kg roule à 72 km/h sur un pont situé à 8 m du sol. Calculer l'énergie cinétique et l'énergie potentielle par rapport au sol de la voiture.

3 Une voiture de masse 810 kg file à 150 km/h.

1) Calculer son énergie cinétique E_c.
2) Que devient son énergie cinétique si sa vitesse tombe à 50 km/h ?
3) Comparer ces 2 vitesses et les énergies cinétiques correspondantes.

4

1) Une camionnette C a une masse double de celle d'une automobile A. Comparer leurs énergies cinétiques dans les deux cas suivants :
1.a- Les deux véhicules roulent à la même vitesse.
1.b- A va trois fois moins vite que C.
2) La vitesse de C est de 40 km/h , quelle doit être la vitesse de A pour que les 2 véhicules aient la même énergie cinétique ?

Leçon 8 : Calorimétrie

1. Notion de chaleur

1.1- Sources de chaleur

Si on place une casserole contenant de l'eau dans laquelle on plonge un thermomètre sur un réchaud à gaz allumé ou si on l'expose au soleil, on constate au bout d'un certain moment que l'eau s'est échauffée : on dit que la température de l'eau a augmenté.
Le réchaud et le Soleil, responsables de l'augmentation de température de l'eau sont des sources de chaleur.
Autres sources de chaleur : Le thermoplongeur, le radiateur, le fourneau etc. *(On fera citer ces autres sources de chaleur par les élèves).*

1.2- La température

La température est la grandeur indiquée par le thermomètre. Elle s'exprime en degrés Celsius (°C) mais l'unité internationale de température est le Kelvin (K).
Si θ est une température exprimée en degrés Celsius (°C), cette même température notée T en Kelvins est donnée par la relation :

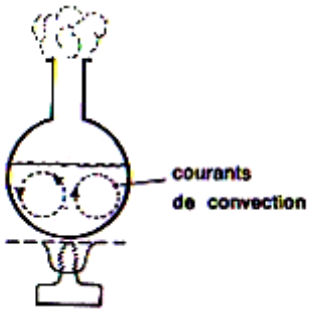
$$\mathbf{T\ (en\ K) = \theta\ (°C) + 273}$$

Exemple : pour θ = 27°C, on a T = 27 + 273 = 300 K.

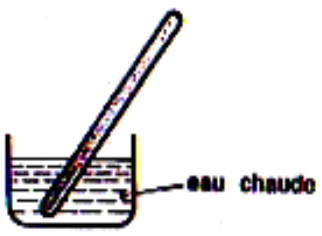
1.3- Modes de transfert de chaleur

1.3.1- Le rayonnement
Le Soleil chauffe la Terre en émettant vers celle-ci des rayons lumineux : c'est ce mode de transfert de chaleur que l'on appelle rayonnement.

1.3.2- La convection :
Lorsqu'on chauffe de l'eau, la chaleur est fournie au fond du récipient. Bien que l'eau soit mauvaise conductrice thermique, la température s'élève en tous les points du liquide. Cela résulte du fait que les parties chaudes, moins denses ont tendance à monter, les plus froides, à descendre. On dit qu'il apparaît des courants de convection. Les courants de convection s'amorcent donc et tendent à uniformiser la température.



1.3.c- La conduction :
Si nous plongeons l'extrémité d'une tige métallique dans de l'eau chaude, après quelques instants, l'autre extrémité se réchauffe. La chaleur de l'eau est passée de l'une des extrémités de la tige métallique à l'autre extrémité : c'est ce mode de transfert de chaleur que l'on appelle la conduction.
Comme la plupart des métaux, le cuivre et l'aluminium sont de bons **conducteurs thermiques**. Le verre est très peu conducteur. Le polystyrène expansé que l'on trouve dans les glacières sont de très bons **isolants thermiques**.



Calorimétrie

2. Quantité de chaleur échangée

2.1- Chaleur massique

Chauffons 300 g d'eau dans un bécher contenant un agitateur et un thermomètre. Remuons l'eau pour uniformiser la température. On constate qu'au bout d'une minute que la température de l'eau s'est élevée de 7°C.

Remplaçons l'eau par 300 g de pétrole et recommençons l'expérience. Cette fois-ci, il n'en faut que 30 secondes pour élever la température de 7°C.

Conclusion : La quantité de chaleur nécessaire pour chauffer un corps dépend de la nature de ce corps.
Chaque corps est caractérisé par une grandeur appelée **chaleur massique** et notée c. La chaleur massique d'un corps est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1°C la température de 1 gramme de ce corps.
L'unité de chaleur massique est le joule par kilogramme et par degré ($J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$).

La chaleur massique de l'eau vaut $c = 4185\ J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$.

2.2- Expression de la quantité de chaleur échangée :

La quantité de chaleur Q reçue ou cédée par un corps est proportionnelle à la masse m de ce corps, à l'élévation ($\theta_f - \theta_i$) de température et à sa chaleur massique c.

$Q = mc(\theta_f - \theta_i)$

2.3- Unités

La chaleur est une forme d'énergie : c'est de l'énergie calorifique ou thermique. L'unité internationale de quantité de chaleur est donc le joule (J).
On utilise couramment une autre unité (surtout en SVT), la calorie (cal).
La calorie est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1°C la température de 1 gramme d'eau.

- On admettra que : **1 cal = 4,18 J.**
- On emploie aussi le multiple de la calorie, le kilocalorie (kcal).

1 kcal = 1000 cal = 4185 J = 4,185 kJ.

- L'unité de chaleur massique est le joule par kilogramme et par degré ($J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$).

Ainsi :

$Q = mc(\theta_f - \theta_i)$

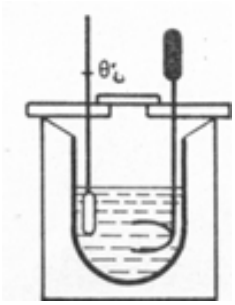
- **Q en joules (J)**
- **m en kg**
- **c en $J.kg^{-1}.^{\circ}C^{-1}$**
- **θ_f et θ_i en °C ou en K.**

Calorimétrie

3. Température d'équilibre d'un mélange de deux corps

3.1- Le calorimètre :

Pour effectuer des mesures précises, il faut éviter le plus possible les pertes de chaleur par rayonnement dans l'air ambiant. On utilise pour cela des calorimètres.
Un calorimètre ordinaire est formé de deux récipients métalliques (souvent en laiton). Le premier repose sur des cales en lièges, l'intérieur second. La surface externe du premier et la surface interne du second sont polies pour éviter les pertes de chaleur par rayonnement. Le premier récipient contient une quantité connue d'eau dans laquelle plongent un thermomètre et un agitateur.



Une bouteille isotherme (thermos), un vase de Dewar peuvent également servir de calorimètre. Ces récipients en verre argenté, double paroi entre lesquelles on a fait le vide, rayonnent très peu de chaleur.

3.2- Expérience

Introduisons une masse $m_1 = 200$ g d'eau à la température $\theta_1 = 60°C$ et une masse $m_2 = 300$ g d'eau à la température $\theta_2 = 20°C$ dans un calorimètre (de capacité thermique négligeable) puis agitons pour uniformiser la température. Après quelques instants, la température de la masse totale $m_1 + m_2 = 500$ g passe à 44°C.
L'eau chaude a cédé une quantité de chaleur à l'eau froide pour élever sa température jusqu'à ce que celle-ci soit la même pour le mélange. Cette température finale est appelée température d'équilibre du mélange , on la note θ_f ou θ_e.
Calculons les quantités de chaleur cédée par l'eau chaude et la quantité de chaleur reçue par l'eau froide et comparons ces valeurs.

- Quantité de chaleur cédée par l'eau chaude : $\mathbf{Q_1 = mc(\theta_f - \theta_1)}$
  (eau de masse $m_1 = 300$g, de température $\theta_1 = 60°C$)

- Quantité de chaleur reçue par l'eau froide : $\mathbf{Q_2 = mc(\theta_f - \theta_2)}$
  (eau de masse $m_2 = 200$g, de température $\theta_2 = 20°C$)

$Q_1 = 0{,}3 \times 4185(44-60) = -20088$ J

$Q_2 = 0{,}2 \times 4185(44-20) = +20088$ J

On constate que $|Q_1| = Q_2$. Ce qui nous permet d'écrire : $\mathbf{Q_1 + Q_2 = 0}$

3.3- Le bilan thermique

Le bilan thermique ou calorifique peut se résumer de façon générale par :

Quantité de chaleur cédée + Quantité de chaleur reçue = 0.

Soit : $\mathbf{Q_{cédée} + Q_{reçue} = 0.}$

Calorimétrie

3.4- Exemple pratique : Calcul de la température d'équilibre d'un mélange de deux corps :

Dans un calorimètre de capacité massique négligeable contenant une masse $m_1 = 500$ g à la température $\theta_1 = 15°C$, on plonge un bloc de cuivre de masse $m_2 = 300$ g chauffé à la température $\theta_2 = 95°C$.

On donne : Chaleur massique de l'eau : $c_1 = 4185\ J.kg^{-1}.K^{-1}$

Chaleur massique du cuivre : $c_2 = 390\ J.kg^{-1}.K^{-1}$

Donner l'expression de la température d'équilibre θ_f et calculer sa valeur.

- Quantité de chaleur reçue par l'eau : $\mathbf{Q_1 = m_1c_1(\theta_f - \theta_1)}$
  ($m_1 = 500g$, $\theta_1 = 15°C$, c_1)
- Quantité de chaleur cédée par le bloc de cuivre : $\mathbf{Q_2 = m_2c_2(\theta_f - \theta_2)}$
  ($m_2 = 300g$, $\theta_1 = 95°C$, c_2)

À l'équilibre thermique : $\mathbf{Q_1 + Q_2 = 0}$

$$m_1c_1(\theta_f - \theta_1) + m_2c_2(\theta_f - \theta_2) = 0$$

$$m_1c_1\theta_f - m_1c_1\theta_1 + m_2c_2\theta_f - m_2c_2\theta_2 = 0$$

$$(m_1c_1 + m_2c_2)\theta_f = m_1c_1\theta_1 + m_2c_2\theta_2$$

$$\theta_f = \frac{\mathbf{m_1c_1\theta_1 + m_2c_2\theta_2}}{\mathbf{m_1c_1 + m_2c_2}}$$

A.N.: $\mathbf{\theta_f = 19{,}2\ °C}$

Remarque : La température d'équilibre θ_f est toujours comprise entre la température du corps froid et celle du corps chaud.

$$\theta_1 < \theta_f < \theta_2$$

$$\mathbf{15°C < 19{,}2\ °C < 95°C}$$

Calorimétrie

FICHE EVALUATION	**Niveau : 3ème**
Domaine : PHYSIQUE	**Leçon 8 : Calorimétrie**

Exercice 1 :

Une résistance R = 20,9 Ω est plongée dans un récipient contenant 1 000 g de pétrole à la température de 10 °C. Elle est parcourue par un courant de 2,5 A. Calculer le temps nécessaire pour porter à 50 °C, tout le pétrole. (Chaleur massique du pétrole : 2090 $J.kg^{-1}.°C^{-1}$)

Exercice 2 :

On considère une masse d'eau m = 1 200 g dont la température est t = 30 °C. On plonge dans cette eau une résistance chauffante R = 30 ohms traversée par un courant d'intensité I = 2 A. On admettra que toute la chaleur produite par le courant est absorbée par l'eau, on rappelle aussi que 1 cal = 4,18 J.

1) Quelle tension U faut-il appliquer entre les bornes R pour qu l'intensité du courant qui la traverse I = 2 A ?
2) Quelle est la puissance électrique consommée par R ?
3) Pendant combien de temps doit-on faire passer le courant pour que la température finale soit t' = 40 °C

Texte Scientifique
La conduction par convection

Mettons de l'eau dans un bécher et chauffons- la avec la flamme d'un brûleur d'un bec de gaz. Le débit du gaz est réglé à une valeur constante. Plongeons un thermomètre dans le liquide. La température augmente progressivement. À 100°C le liquide bout. On constate un mouvement de liquide de haut en bas et inversement qui permet d'uniformiser la température de l'eau : ce sont les courants de convection. Ces courants de convection sont dus au fait que les tranches de liquide inférieur sont les premières à s'échauffer, elles se dilatent, deviennent plus légères et remontent à la surface, elles sont remplacées par les tranches de liquide supérieur plus lourdes. Une agitation du liquide accélère l'uniformisation de sa température.

Le même phénomène est observé dans une chambre climatisée : l'existence de courant de convection par remplacement des tranches d'air chaud les plus éloignées du climatiseur par les tranches d'air froid aux abords du climatiseur. Le chauffage d'une salle utilise l'existence de ces courants de convection.

Questions :

1) Citez les modes de conduction de la chaleur.
2) La conduction par convection s'applique à quelle famille de corps ?
3) Expliquez pourquoi quand on chauffe un liquide ou un gaz, il devient plus léger.
4) Comment augmente-t-on les courants de convection ?
5) Faites un dessin illustrant les courants de convection lors du chauffage de l'eau.

Troisième partie : Introduction à la chimie

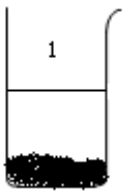
Fiches de leçon de chimie de la classe de 4ème

Leçon 1: Mélanges et corps purs

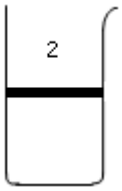
1 - Notion de mélange

1.1 – Exemples

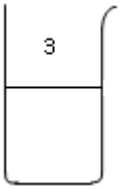
Considérons les béchers suivants numérotés de 1 à 4.



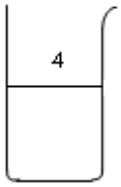
Eau boueuse



Eau + huile



Eau + sel



Eau + sirop de menthe

Tous ces béchers contiennent des mélanges.

1.2 – Définition

Un mélange est un ensemble constitué de plusieurs substances.

2 - Les types de mélanges

2.1 - Mélange homogène :

Un mélange homogène est un mélange dans lequel on ne peut pas identifier les substances à l'œil nu.

Exemples : Eau + sel dissous, Eau + sirop de menthe, eau + alcool.

2.2 - Mélange hétérogène

Un mélange hétérogène est un mélange dans lequel les constituants peuvent être identifiés à l'œil nu.

Exemples : Eau boueuse, Eau + huile.

Remarques L'eau et l'huile ne se mélangent pas : on dit qu'elles ne sont pas miscibles. Des gouttes d'huile restent en suspension dans l'eau. Le mélange eau + huile forme une émulsion.
Dans l'eau boueuse certaines particules restent en suspension tandis que la boue restée au fond forme une suspension.

3 - Méthodes de séparation des constituants d'un mélange

3.1 –La décantation

3.1.1 Définition

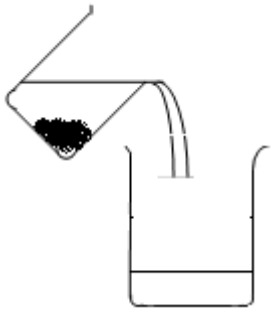
La décantation consiste à laisser reposer un mélange hétérogène afin que les particules solides se déposent au fond du récipient, puis à transvaser avec précaution.

Mélanges et corps purs

3.1.2 Schéma de la décantation

Eau boueuse

dépôt de particules solides



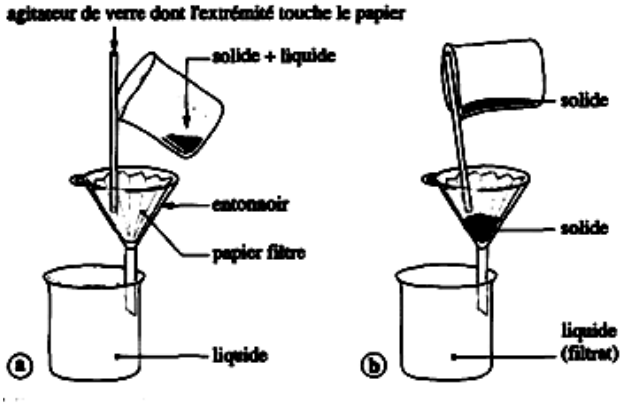
Remarque : L'eau décantée contient toujours des particules en suspension.

3.2 - La filtration

3.2.1 Définition

La filtration consiste à faire passer un liquide à travers un filtre afin de retenir les particules qu'il contient.

3.2.2 Dispositif experimental



a. On verse doucement le liquide, le long de l'agitateur de verre.
b. Si on s'intéresse au filtrat contenu dans le bécher, l'opération se termine là.

3.2.3 Conclusion : L'eau filtrée ou le filtrat ne contient plus de particules en suspension : c'est un mélange homogène.

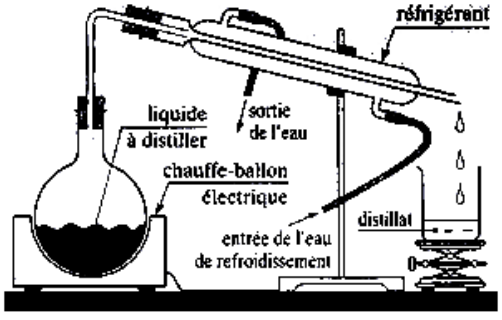
3.3 - La distillation

3.3.1 Définition

La distillation est une méthode de séparation des constituants d'un mélange liquide homogene. C'est une vaporisation suivie d'une condensation.

3.3.2 Dispositif experimental

Considérons le dispositif ci-contre.
On porte à ébulution le mélange homogène (filtrat) placé dans le ballon, les vapeurs qui se forment passent dans le tube à dégagement et aboutissent à l'erlenmeyer placé dans l'eau glacée. Elles se condensent ensuite pour donner de l'eau distillée (distillat).



3.3.3 Conclusion : l'eau distillée ou distillat ne contient plus d'impuretés : c'est donc de l'eau pure.

3.4 Autres méthodes de séparation.

Il existe d'autres méthodes physiques de séparation : le tri magnétique, le tri mécanique ou tamisage, la centrifugation…..

4 - Les corps purs

4.1 - Notion de corps pur

4.1.1 Définition

Par une autre distillation, il serait impossible d'extraire du distillat deux fractions distinctes.
Des corps comme l'eau distillée sont appelés corps purs.
Un corps pur est un corps constitué d'une seule substance.

4.1.2 Exemples

L'eau pure, alcool éthylique, benzene

4.2 - Les constantes physiques : exemple de l'eau pure

Un corps pur est caractérisé par des constantes physiques : la masse volumique, la température de fusion et la température d'ébullition.

Pour l'eau pure :

- la température de solidification (ou de fusion) est égale à 0°C et reste constante durant toute la durée de la solidification,
- la température d'ébullition est égale à 100°C,
- la masse volumique est égale à $\rho = 1\ kg.dm^{-3}$ ou $1\ g.cm^{-3}$.

Remarque: en plus de ses constantes physiques, l'eau pure est incolore, inodore et sans saveur.

4.3 - Distinction entre mélanges et corps pur

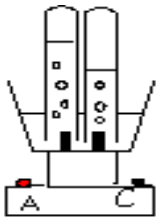
Pour un corps pur les constantes physiques (masse volumique, températures de changement d'état etc) sont fixes alors qu'elles sont variables pour un mélange puisqu'elles dépendent de sa composition.

5 - Analyse et synthèse de l'eau

5.1 - Analyse de l'eau

5.1.1 Présentation de l'électrolyseur

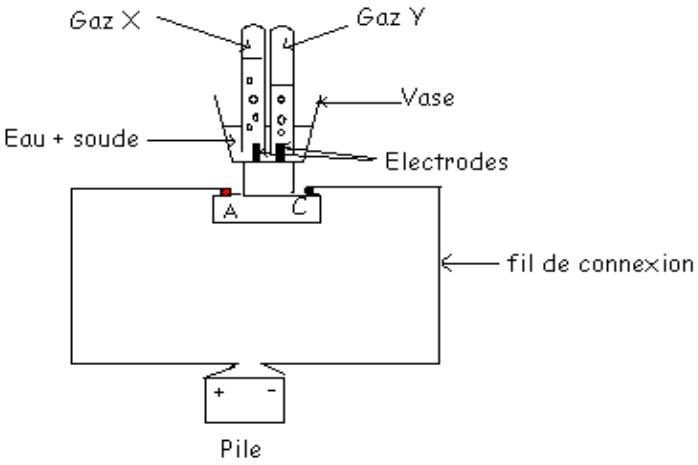
L'électrolyseur est un vase dont le fond est traversé par deux tiges verticales en métal ou en graphite appelées électrodes.
L'électrode reliée à la borne négative est appelée cathode (C) et celle reliée à la borne positive l'anode (A).



Mélanges et corps purs

5.1.2 Expérience et observations

L'eau pure additionnée de quelques gouttes de soude est traversée par le courant électrique débité par la pile. Des bulles de gaz se dégagent au niveau des électrodes.
Le dégagement de gaz est plus important au niveau de la borne négative de la pile (cathode).
On constate que le volume de gaz qui apparaît au niveau du tube à essais qui coiffe l'électrode négative (la cathode) est le double du volume de gaz qui apparaît dans le tube qui coiffe l'électrode positive (anode).



5.1.3 Identification des gaz formés

- Approchons un brin d'allumette enflammée de l'extrémité du tube de gaz recueilli à la cathode (fig a) : il se produit une légère détonation caractéristique du dihydrogène.

- Introduisons une bûchette présentant un bout incandescent dans le tube de gaz recueilli à l'anode (fig b), la bûchette se rallume : le gaz caractérisé est le dioxygène.

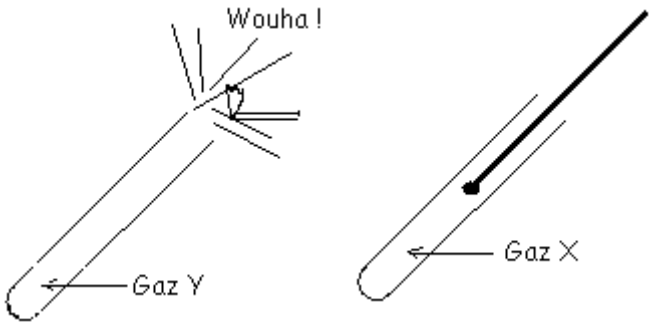


fig a fig b

5.1.4 Conclusion

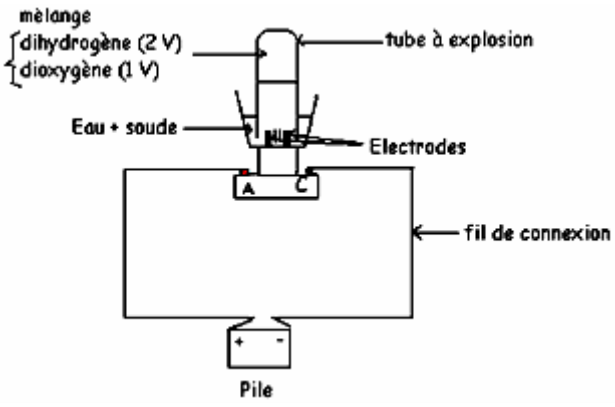
L'électrolyse de l'eau fournit deux gaz : le dioxygène qui entretient la combustion et le dihydrogène qui, en présence d'une flamme, produit une légère détonation.
Le volumes de dihydrogène obtenu est le double de celui du dioxygène.
L'analyse de l'eau est une transformation chimique.

5.2 - Synthèse de l'eau

5.2.1 Expérience

Coiffons les deux électrodes avec un tube à parois épaisse appelé tube à explosion. Ainsi nous recueillons les deux gaz (dihydrogène et dioxygène).

Décoiffons les électrodes et présentons à son extrémité une bûchette enflammée : une forte explosion se produit et de la buée se forme sur la paroi du tube.



Mélanges et corps purs

5.2.2 Conclusion

Le dioxygène et le dihydrogène se combinent pour donner de l'eau. La synthèse de l'eau est une transformation chimique

5.3 Constituants de l'eau

L'analyse et la synthèse de l'eau montre que l'eau est constitué uniquement d'oxygène et d'hydrogène.

5.4 - Corps pur simple et corps pur composé :

L'eau pure s'est décomposée en dihydrogène et en dioxygène : c'est un corps pur composé.
Le dihydrogène et le dioxygène sont des corps purs simples : Ils ne se décomposent en d'autres corps.

6 – Exemple de mélange gazeux : l'air

6.1 - Propriétés physiques de l'air

6.1.1 L'air est pesant :

Réalisons l'équilibre d'une balance avec un ballon dégonflé placé sur l'un des plateaux. A l'aide d'une pompe, ajoutons de l'air dans le ballon, l'équilibre se rompt. L'air est pesant.
Un litre d'air pèse environ 1,3 gramme.

6.1.2 compression et détente de l'air

- Bouchons le bout d'une séringue : on emprisonne une certaine quantité d'air.

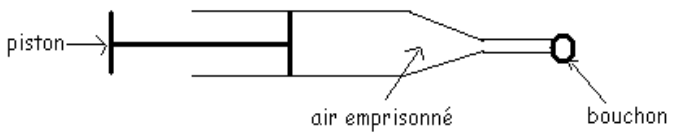


fig a

- Poussons le piston : le volume d'air emprisonné dimunie (compression).

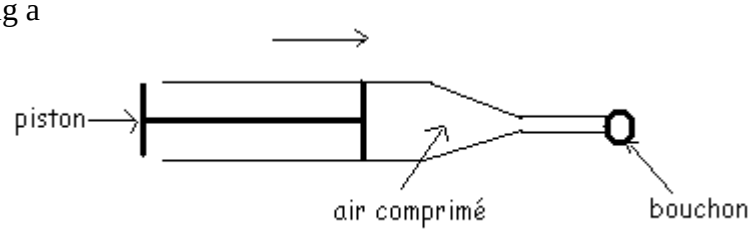


fig b

- Libérons le piston : le piston est rejetè et le volume d'air emprisonné augmente (détente).

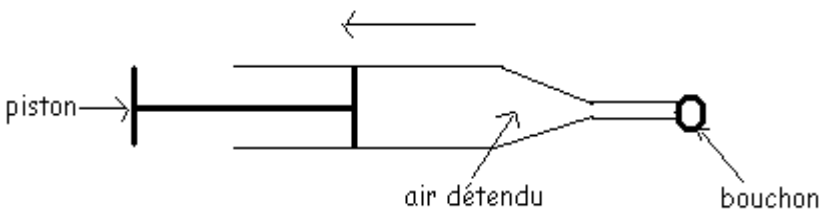


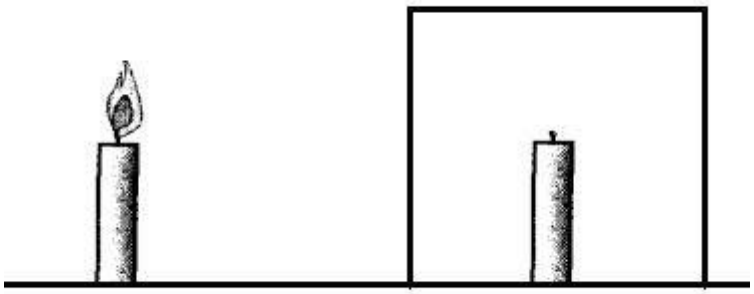
fig c

6.1.3 Conclusion

Une même quantité d'air peut occuper des volumes différents : l'air n'a pas de volume propre.
Lair est **compressible et elastique**.
L'air est **expansible**.

6.2 - Analyse qualitative de l'air

6.2.1 Expérience



On dispose de deux bougies enflammées. La bougie N°1 est laissée à l'air libre alors que la bougie N°2 est recouverte d'un grand bécher. Après quelques instants, on constate que la bougie N°2 s'éteint alors que la bougie N°1 continue de brûler.

6.2.1 Interprétation

L'extinction de la bougie 2 s'explique par le fait que dans l'éprouvette préalablement remplie d'air, il n'y a plus de gaz qui entretient la combustion. Il reste un gaz qui n'entretient pas la combution : c'est le diazote.
Par contre, la bougie 1 qui est en contact permanent avec l'air continue de bruler : cette combustion est entretenue par le dioxygène de l'air.

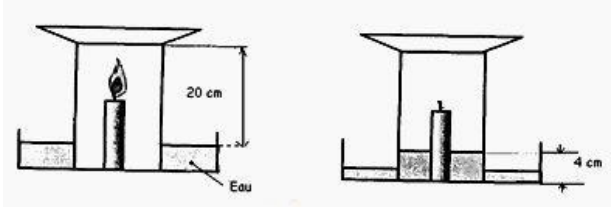
6.2.3 Conclusion

Les principaux constituants de l'air sont le dioxygène et le diazote.

6.3 - Analyse quantitative de l'air

6.3.1 Expérience

On retourne une éprouvette graduée sur une bougie allumée placée dans un cristallisoir contenant de l'eau comme indiqué ci-dessous.
La bougie s'éteint et l'eau monte dans l'éprouvette.



6.3.2 Interprétation

La bougie s'éteint par manque de dioxygène. Le dioxygène a disparu, l'eau a pris sa place et occupe le 1/5 du volume de l'air. Il reste dans l'éprouvette un gaz qui empêche l'eau de monter complètement dans l'éprouvette. Ce gaz est le diazote. Il occupe les 4/5 du volume d'air.

6.3.3 Conclusion

L'air est un mélange gazeux ayant deux constituants majoritaires : le dioxygène et le diazote. Dans un volume d'air il y a 1/5 de volume de dioxygène et 4/5 de volume de diazote.

Remarque : l'air renferme d'autres constituants minoritaires à l'état de trace donc de quantités négligeables qui sont : l'argon, le krypton, le dioxyde de carbone, la vapeur d'eau, l'ozone, …

6.3.4 Composition de l'air en pourcentage :

Dans 100 litres d'air, il y a environ :

- 78 litres de diazote soit 78 %
- 20 litres de dioxygène soit 20%
- 1 litre d'autres constituants soit 1% (0,03 % de dioxyde de carbone, 0,28% de vapeur d'eau , 0,7% de gaz rares etc….)

Mélanges et corps purs

FICHE EVALUATION	Niveau : 4ème
Domaine : CHIMIE	Leçon 1 : Mélanges et corps purs

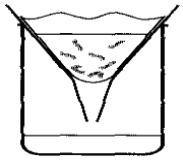
1 Choisir la bonne réponse :

Un mélange qui contient des solides en suspension visibles à l'oeil nu est un mélange ***homogène/ hétérogène.***

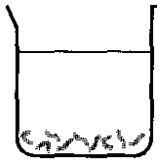
La filtration ***permet / ne permet*** *pas* de séparer les solides en suspension dans un liquide.

2 Citer trois techniques de séparation des constituants d'un mélange.

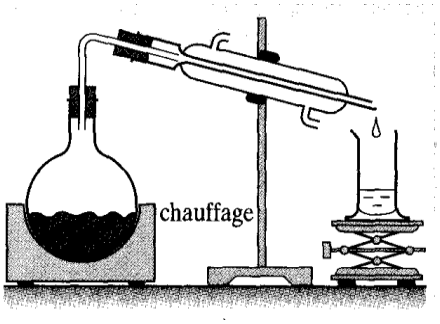
3 Donner le nom de chaque technique schématisée ci-dessous.



a) ……



b) ……



c) ……

4 Parmi les eaux suivantes : eau de mer, eau de source, eau boueuse, eau de pluie laquelle est un mélange homogène ?

5 Recopier et compléter les phrases ci-dessous avec les expressions suivantes : *un mélange homogène, un mélange hétérogène, de l'eau.*

Dans un jus de bissap, il y des particules solides (fleurs de bissap), du sucre et ……

Les particules solides se déposent : le jus de bissap est …… . Le jus filtré est ……

6 On considère de l'eau de mer.

1) L'eau de mer est limpide. Est-ce un mélange homogène ou hétérogène ?

2) Peut-on séparer l'eau du sel par :

- décantation ?
- filtration ?
- distillation ?

Mélanges et corps purs

7 Recopier et compléter les phrases ci-dessous avec les expressions suivantes : *décantation, filtration, distillation.*

La boue se dépose au fond d'un lac par ……. . L'eau qui pénètre dans le sol et traverse des couches de sable devient limpide par ……. On sépare l'eau du jus de bissap par ……. .

8 Compléter les phrases suivantes :

1) Rendre limpide un liquide trouble en le faisant passer à travers une paroi poreuse, c'est faire la ……. , on obtient alors un mélange ……. appelé ……..
2) Vaporiser un liquide d'un mélange homogène puis recueillir les vapeurs et les condenser, c'est faire une ……. .
3) Dans un mélange ……. on peut distinguer à l'œil nu différents constituants.
4) Laisser reposer un mélange hétérogène un certain temps pour que certains corps solides se déposent au fond, c'est faire une ……. .

9 Mettre une croix pour répondre par vrai ou par faux.

On a affaire à une combinaison chimique lorsqu'on réalise les expériences suivantes :

	vrai	**faux**
Préparation d'un mélange homogène		
L'électrolyse de l'eau		
L'analyse de l'air		
La synthèse de l'eau		
La distillation		
Un mélange intime de plusieurs corps purs		

10 Mettre une croix dans la case correspondant à la bonne réponse.

1) L'électrolyse de l'eau est un procédé de :

	Combinaison chimique
	Décomposition chimique
	Mélange chimique
	Filtration

2) L'air :

	Un corps pur gazeux
	Un liquide homogène
	Un mélange gazeux homogène
	Le vide

Mélanges et corps purs

11 Associer par une croix chacun des procédés suivants de séparation des constituants d'un mélange, au résultat qu'il peut permettre d'obtenir.

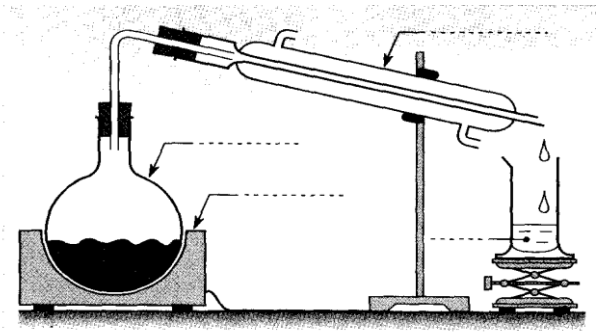
	Mélange hétérogène	Mélange homogène	corps pur
filtration			
Distillation fractionnée			
décantation			
Congélation fractionnée			

12 Réponds par une phrase à chaque question posée [Questions à réponse courte ou (Q.R.C.)].

1) Quelle est la température de fusion de la glace ?
2) Quelle est la température de solidification de l'eau ?

13 On considère l'appareil schématisé ci-dessous.

1) Reproduis le schéma ci-dessous d'un appareil à distiller, en ajoutant les légendes suivantes : ***chauffe-ballon, réfrigérant, ballon, distillat.***



2) Comment s'appelle la technique qui utilise ce dispositif ?

3) Quel est le rôle du réfrigérant ?

4) L'eau de réfrigération entre-t-elle par l haut ou par le bas du réfrigérant ?

5) comment peut-on savoir que le distillat ne contient que de l'eau ?

14 Tout corps pur est caractérisé par des critères de pureté.

1) Donner deux exemples de corps purs. Citer deux critères de pureté.
2) Citer trois constantes physiques pour l'eau pure et donner leur valeur.

15 Quels sont les gaz recueillis lors de l'électrolyse de l'eau ? Préciser leurs proportions en volume.

16 L'électrolyse d'un volume d'eau a donné un dégagement de 18,6 cm^3 de gaz à la cathode de l'électrolyseur.

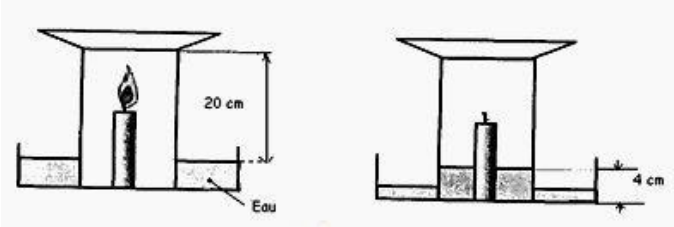
1) Quel est ce gaz ?
2) Comment l'identifie-t-on ?
3) Quel est le volume de gaz recueilli à l'anode pendant le même temps ?

Mélanges et corps purs

17 On se propose de réaliser une synthèse eudiométrique de l'eau. Pour cela, on introduit d'abord dans un eudiomètre 12 cm^3 de dihydrogène et 24 cm^3 de dioxygène.

1) Dispose-t-on ainsi d'un mélange hétérogène, d'un mélange homogène, d'une combinaison chimique ou d'un corps pur ?
2) On fait jaillir l'étincelle électrique, que se passe t–il ?
3) Quelle est la nature et le volume du gaz restant ?

18 On retourne une éprouvette sur une bougie allumée placée dans un cristallisoir contenant de l'eau comme indiqué ci-dessous.



1) Pourquoi la bougie s'éteint-elle au bout de quelques instants ?
2) Pourquoi l'eau monte-elle dans l'éprouvette ?
3) Pourquoi l'eau ne remplit-elle pas complètement l'éprouvette ?
4) Calculer le pourcentage en volume du gaz disparu et qui était contenu dans l'air.
5) Conclure en donnant la composition en volume de l'air ainsi analysé.

19 Dans un récipient de 20 L, quels sont les volumes de dioxygène, de diazote, de dioxyde de carbone, de gaz rares de l'air lorsqu'ils auront été séparés les uns des autres ?

20 D'un flacon d'air, on a retiré tout le dioxygène, soit 336 mL.

a) Quel est le volume du flacon ?
b) Quel volume occupera le diazote contenu dans ce flacon ?

Leçon 2 : Structure de la matière

1 - Discontinuité de la matière

1.1 - Etude expérimentale

1.1.1 – Expériences
On verse une goutte de permanganate de potassium dans une éprouvette remplie d'eau, elle s'y disperse.
Une goutte de parfum (gaz) dans une pièce close embaume celle-ci.

1.1.2 – Interprétation
Le permanganate de potassium et le parfum sont constitués de particules extrêmement petites, identiques et en mouvement. Ces particules se dispersent respectivement dans l'eau et dans l'air. Ces particules constituant le permanganate et le parfum sont appelées molècules.

1.1.3 Conclusion
La matière est discontinue, elle est formée de molècules ou d'atomes.

1.1.4 Définitions
- **la molécule :** On appelle molècule, la plus petite partie d'un corps pur qui puisse exister à l'état libre tout en conservant les propriètés de ce corps.
  Exemples de molécules : eau, dioxygene, dihydrogene, dichlore, dioxyde de carbone, ammoniac etc…
- **l'atome** : L'atome est la plus petite partie d'un corps pur simple qui possède les propriétés de ce corps.

L'atome est extrêmement petit. Son rayon est de l'ordre du nanomètre (10^{-9} m).
Exemples d'atomes **:** Atome de fer, atome d'oxygène, atome de carbone, atome de chlore, atome de soufre, etc.
NB : Une molécule est constituée d'atomes.
Exemple : - La molècule d'eau est constituée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène.
- La molècule de dioxygène est constituée de deux atomes d'oxygène.

1.5 - L'élément chimique

1.5.1 – Expériences
La combustion du bois, du pétrole, du papier et la pyrolyse du sucre conduit à un résidu noir constitué essentiellement de carbone.

1.5.2 Interprétation
L'entité unique dans ces corps est l'élement carbone.

1.5.3 conclusion
Les corps dans toute leur diversité sont constitués d'un nombre limité d'éléments. Il exite environ une centaine d'élément répertoriés.

2 - La notation chimique

2.1 - Ecriture symbolique d'un élément chimique
Pour faciliter l'écriture des éléments chimique il est convenu de les représenter par des symboles :
Règles :
- Certains éléments sont représentés par la première lettre majuscule imprimée de leur nom.
  Exemples : Hydrogène H, Oxygène O, Soufre S, Carbone C.
- Quand plusieurs éléments commencent par la même lettre on adjoint souvent à celle-ci une seconde lettre en minuscule.

Exemple : Cuivre Cu, Calcium Ca, chore Cl, cadmium Cd etc.
D'autres éléments dérivent de racines non françaises.
Exemple : Azote N (nitogen), Sodium Na (natrium), mercure Hg (hydrargyre), potassium K (kalium).

2.2 - Formules chimiques
Les corps purs sont représentés pas des formules.
Exemples : Eau, dioxyde de carbone, dichlore, dioxygène, dihydrogène …
H_2O, CO_2 , Cl_2 , O_2 , H_2.

3 - Représentation de modèles éclatés de quelques molécules
3.1 - Présentation des modèles
Intégrer les modèles de H_2 , O_2 , H_2O et CO_2

3.2 - Construction de modèles de quelques molécules
À partir des modèles moleculaires, de la patte, ou du polystyrène etc, construire les modèles suivants : H_2, O_2, H_2O, CO_2, NH_3, CH_4 ,etc.

Distinction entre corps pur simple et corps pur composé
Un corps pur simple est formé de molécules identiques et chaque molécule est formé d'atomes identiques.
Exemple : Cl_2, O_2 , H_2
Un corps pur simple composé est formé de molécules identiques et chaque molécule est formé d'atomes différents.
Exemple : H_2O, CO_2

Structure de la matière

FICHE EVALUATION	**Niveau : 4ème**
Domaine : CHIMIE	**Leçon 2 : Structure de la matière**

1 Recopier et compléter les phrases ci-dessous avec les expressions suivantes : *simple,composé, molécule :*
Une ……..comprend un ou plusieurs atomes.
Un corps pur …….. est formé d'atomes différents.
Un corps pur …….. est formé d'atomes identiques.

2 Quel est le symbole de chacun des éléments chimiques suivants : Cuivre, Fer, Aluminium, Soufre.

3 Représenter les formules chimiques des corps suivants : eau, dioxyde de carbone, dioxygène, dihydrogène, diazote.

4 Donner le nom de l'atome représenté par chacun des symboles suivants : Pb, He, C, Ne , Na , P.

5 Donner le nombre d'atomes contenu dans les molécules de formules suivantes : NH_3, O_2, Ne et $C_6H_{12}O_6$.
Lesquelles sont polyatomiques ?

6 Classer les corps dont les formules moléculaires sont indiquées ci-dessous en corps purs simples et en corps purs composés :
H_2O (eau), O_3 *(ozone)*, Cl_2 (dichlore), Ne (néon), SO_2 (dioxyde de soufre), C_4H_{10} (gaz butane).

7 Ecrire la formule de la molécule qui est composée de :

1) 2 atomes de chlore
2) 1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène
3) 2 atomes de carbone 2 atomes d'hydrogène
4) 1 atome de soufre et 2 atomes d'oxygène

8 En brûlant dans l'air, le bois, le charbon, le gaz, pétrole, les bougies produisent un gaz : le dioxyde de carbone. Quel est l'élément commun à toutes ces substances ?

9 Un morceau de sucre fortement chauffé subit une réaction appelée « pyrolyse ». Que signifie ce terme ? Les produits de la réaction sont du «charbon de sucre et de la vapeur d'eau. Quels sont les éléments présents dans le sucre?

10 Parmi les symboles des éléments suivants, déterminer ceux qui sont incorrects :
P , PB , Ar , N , na , hG , AL.
Rectifier et nommer les éléments correspondants.

11 En utilisant les préfixes appropriés (mono ↔ 1, di ↔ 2, tri ↔ 3, etc.), donner le nom des corps suivants : NO , SO_2 , CO , O_3 , SO_3 , CO_2.

12 Écrire les formules des corps suivants et préciser si ce sont des corps simples ou des corps composés :
Monoxyde de carbone , dioxygène , carbone , difluor , chlorure de sodium , chlorure d'hydrogène , diazote , trioxygène , dioxyde de carbone.

13 On dispose d'un récipient contenant du dioxyde de carbone.
1) Avec quelles manipulations expérimentales pourra-t-on reconnaître ce gaz ?
2) Ce gaz est soluble dans l'eau. Proposer un montage expérimental qui permette de montrer cette solubilité.

Leçon 3 : Mole et grandeurs molaires

1 – La mole, unité de quantité de matière

1.1- Notion de mole

Considérons un échantillon de charbon de bois. Le charbon de bois est essentiellement constitué de carbone.

Problème :
On désire connaître le nombre d'atomes de carbone contenus dans cet échantillon de charbon de bois. On fournit les renseignements suivants aux élèves :

- Masse de l'échantillon de charbon de bois : $m_{Charbon} = 84$ g ,
- Masse d'un atome de carbone : $m_{atome} = 2{,}0.10^{-23}$ g

Le nombre N d'atomes de carbone contenus dans l'échantillon vaut donc :

N = **Error!** = $\frac{84}{2{,}0.10^{-23}} = 42.10^{23}$ atomes de carbone.

Ce nombre est considérable !

Réparti entre les habitants de la terre (soit cinq milliards d'habitants), chaqu'un aurait
$42.\ 10^{23} / 5\ 10^{9} = 8{,}4\ 10^{14}$ atomes soit 840 mille milliards d'atomes.
Ce nombre est considérable !

1.2 - Définition de la mole

Pour évaluer les quantités de matière, les chimistes sont convenus de les compter par "paquets" contenant chacun **$6{,}02.10^{23}$ entités.**
Ce "paquet" contenant $6{,}02.10^{23}$ entités est ce qu'on appelle **la mole.**

La mole est la quantité de matière formée par le nombre $6{,}02.10^{23}$ d'entités chimiques identiques (atomes, molécules, électrons, etc.). Son symbole est mol.

Ainsi notre échantillon de charbon de bois contient :

n = $42.10^{23} / 6{,}02\ 10^{23} = 8$ mol d'atomes de carbone.

1.3 - La constante d'Avogadro

Le nombre **$6{,}02.10^{23}$ est** noté $\mathcal{N}$. Il est appelé **constante d'Avogadro**.

$$\mathcal{N} = \mathbf{6{,}02.10^{23}\ mol^{-1}}$$

Mole et grandeurs molaires

2 - Masse molaire

2.1 - Masse molaire atomique

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Elle s'exprime en $g.mol^{-1}$.
Exemple : La masse molaire atomique du fer est $M(Fe) = 56\ g.mol^{-1}$.

2.2 - Masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire d'un composé est la masse d'une mole de molécules de ce composé.
La masse molaire moléculaire s'exprime en $g.mol^{-1}$.
Pour calculer la masse molaire moléculaire d'un composé, on fait la somme des masses molaires atomiques des atomes qui le constituent.

Exemple :
La formule chimique de l'eau est H_2O. Calculons sa masse molaire.
On donne : $M(H) = 1\ g.mol^{-1}$, $M(O) = 16\ g.mol^{-1}$.

$M(H_2O) = 2M(H) + M(O) = 2x1 + 1x16 = 18\ g.mol^{-1}$ **$M(H_2O) = 18\ g.mol^{-1}$**

2.3 - Relation entre masse et quantité de matière

La quantité de matière n(X) d'un composé X de masse m(X) et de masse molaire M(X) est donnée par la relation :
n(X) = Error!

Exemple :
Calculer la quantité de matière contenue dans une masse d'eau de 360 g.
On donne : Masse molaire moléculaire de l'eau $M(H_2O) = 18\ g.mol^{-1}$.

$n(H_2O)$ = Error!

A.N.: $m(H_2O) = 360\ g$, $M(H_2O) = 18\ g.mol^{-1}$.

$n(H_2O)$ = **Error!** **$n(H_2O) = 20$ moles**

Il y a 20 moles d'eau dans une masse de 360 g d'eau.

2.4 Double signification des symboles

A l'échelle microscopique chaque symbole d'un élément représente un atome de l'élément. À l'échelle macroscopique chaque symbole d'un élément représente la mole d'atome de l'élément soit $6{,}02\ 10^{23}$ atome de cet élément.

2.5 Double signification des formules.

À l'échelle microscopique chaque formule représente une molècule. À l'échelle macroscopique chaque formule représente une mole de molècule soit $6{,}02\ 10^{23}$ molècule.

Mole et grandeurs molaires

3 - Le volume molaire – Loi d'AVOGADRO-AMPÈRE

3.1 - Le volume molaire

Le volume molaire est le volume occupé par une mole d'un gaz quelconque dans des conditions donnée de température et de pression.
Le volume molaire est noté V_M, on l'exprime en $L.mol^{-1}$.

Dans les conditions normales : t = 0°C et p = 1 atm, le volume molaire noté V_0 ou V_M (volume molaire normal).

3.2 - Loi d'AVOGADRO-AMPÈRE

Dans les mêmes conditions de température et de pression, des volumes égaux de différents gaz, contiennent le même nombre de molécules : **C'est la loi d'AVOGADRO-AMPÈRE**.

3.3- Relation entre le volume d'un gaz et sa quantité de matière

La quantité de matière n(X) d'un composé gazeux X de volume V(X) est donnée par la relation :
n(X) = Error!

V_M est le volume molaire du gaz dans les conditions où le gaz est prelevé.

Exemple :
Calculer la quantité de matière contenue dans un volume $V(O_2)$ = 36 L de dioxygène pris dans les conditions où le volume molaire est V_M = 24 $L.mol^{-1}$.

$n(O_2)$ = Error! Enlever la parenthese et mettre V_M

A.N.: $V(O_2)$ = 36 L , V_M = 24 $L.mol^{-1}$.

$n(H_2O)$ = **Error!** **$n(O_2)$ = 1,5 moles**

Il y a 1,5 moles de dioxygène dans un volume de 36 L de dioxygène dans les conditions où le volume molaire est de 24 $L.mol^{-1}$.

3.4 - Densité d'un gaz par rapport à l'air

La densité (d) d'un gaz par par rapport à l'air est donnée par la relation :

d = Error!
M = Masse molaire du gaz considéré
29 = masse de 22,4 litre d'air

Mole et grandeurs molaires

FICHE EVALUATION	**Niveau : 4ème**
Domaine : CHIMIE	**Leçon 3 : Mole et grandeurs molaires**

Pour les exercices on donne les masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$:
M(H)=1 , M(C)= 12 , M(N)=14 , M(0)=16 , M(Na)=23 , M(Al)=27 , M(P) 31 , M(S) = 32 , M(Cl) 35,5
- Constante d'Avogadro N = $6{,}02.10^{23}$ mol^{-1}
- dans les conditions normales : le volume molaire V_M = 22,4 L. mol^{-1}.

1 **Compléter les phrases suivantes :**

La mole est l'unité de ……...
Une mole d'eau contient N =…….... de ……...d'eau.
N est appelé nombre ……...

2

2.1 Calculer les masses molaires des corps ayant les formules chimiques suivantes :
H_2O (eau) , CO_2 (dioxyde de carbone) , $C_6H_{12}O_6$ (glucose) , N_2 (diazote) , H_2SO_4 (acide sulfurique) , $C_{12}H_{22}O_{11}$ (saccharose).
2.2 En déduire la masse d'une molécule d'eau puis celle d'une molécule de saccharose.

3 Aux composés de formules chimiques : Al_2O_3 , C_4H_{10} , $C_2H_4O_2$ et H_2SO_4 correspondent respectivement les lettres A, B, C et D.
À côté des cases ci-dessous sont placées les masses molaires de ces corps.
Mettre dans chaque case la lettre qui convient.

	58 $g.mol^{-1}$		60 $g.mol^{-1}$
	98 $g.mol^{-1}$		102 $g.mol^{-1}$

4 Calculer les nombres de moles que renferment les échantillons ci-dessous :

1) Masse m = 3,6 g d'eau (H_2O) ,
2) Masse m = 10,8 kg d'aluminium (Al) ,
3) Volume V = 67,2 L de dioxygène (O_2) ,
4) Volume V' = 56 cm^3 de diazote (N_2).

5

1) Calculer les masses correspondant aux nombres de moles ci-dessous :
2) 0,15 mol de dihydrogène (H_2)
3) 5 mol de dichlore (Cl_2)
4) 0,1 mol de chlorure d'hydrogène (HCl)
5) Calculer les volumes correspondant dans les conditions normales.

Mole et grandeurs molaires

6 Le dioxyde de carbone et le butane sont des gaz dans les conditions normales de pression et de température et ont pour formules chimiques respectives : CO_2 et C_4H_{10}.
Calculer leur densité par rapport à l'air.

7 On prépare au laboratoire un volume V = 3 L de dioxygène de masse m = 4 g.
Déterminer le volume molaire dans les conditions de l'expérience.

8 Les bougies sont constituées de molécules d'acide stéarique de formule $C_{18}H_{36}O_2$.
8.1 Quelle est la masse molaire de l'acide stéarique?
8.2 Combien y a-t- il de moles d'acide stéarique dans une bougie de masse m = 142 g ?
8.3 Combien de molécules d'acide stéarique renferme cette bougie ?

9 9.1.1 Calculer, dans les conditions normales, le nombre de moles contenues dans 0,5 g de dihydrogène et en déduire le volume.
9.1.2 Calculer la masse de dioxygène qui occuperait le même volume dans les mêmes conditions de température et de pression.
9.1.3 On détermine la masse m de diazote N_2 contenu dans un récipient de 5,6 L. On trouve m =7 g.
Calculer le volume molaire dans les conditions de l'expérience.

10 Un bécher contient 90 cm^3 d'eau pure.
1) Calculer la masse de cette eau et en déduire le nombre de moles qu'elle renferme.
2) Quelle est la masse d'une molécule d'eau ?
On donne : la masse volumique de l'eau $\rho = 1\ g.cm^{-3}$.

11 On donne : Masse d'un atome de carbone : $m_C = 2.10^{-23}$ g

Combien y a-t-il d'atomes de carbone dans :
1) 1 g de carbone ?
2) 5 g de carbone ?

12

12.1 Calculer la masse d'une molécule de dioxyde de carbone.
12.2 Combien de molécules de dioxyde de carbone sont présentes dans un litre de ce gaz à la pression atmosphérique normale ?

On donne :

- Masse d'un atome de carbone : $m_C = 2.10^{-23}$ g
- Masse d'un atome d'oxygène : $m_O = 2{,}65.10^{-23}$ g
- Masse d'un litre de dioxyde de carbone à la pression atmosphérique normale : 1,95 g.

Leçon 4 : Réaction chimique

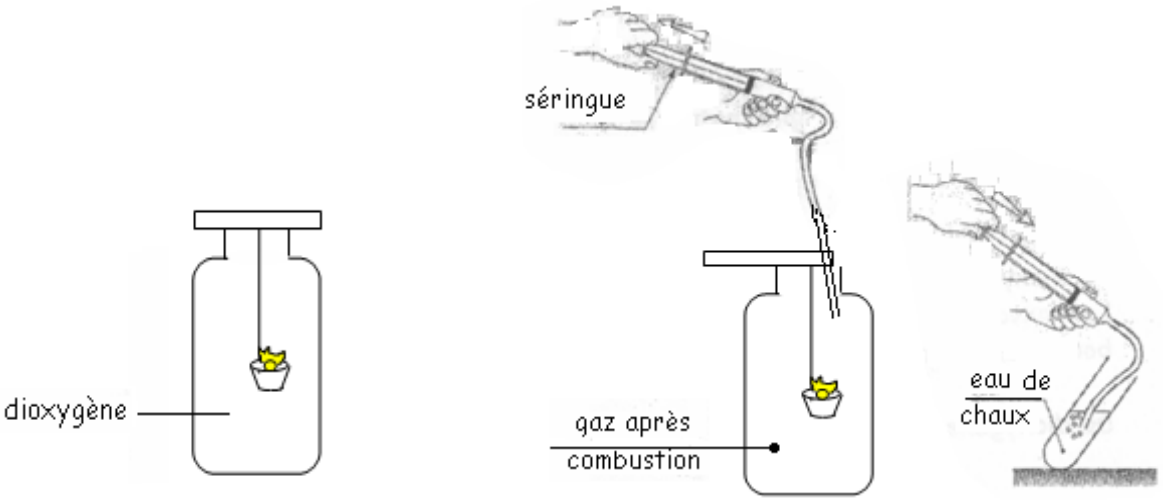
1 - Notion de réaction chimique :

1.1 - Exemples de réactions chimiques :

1.1.1 -Combustion du carbone dans le dioxygène

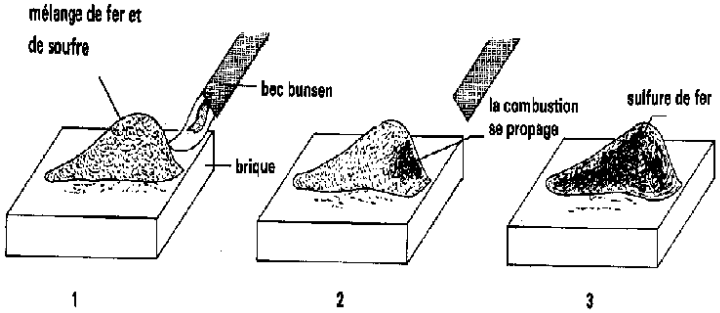
Plongeons le charbon de bois incandescent dans un flacon rempli de dioxygène. Il brûle vivement en projetant des étincelles : le flacon devient très chaud.

- Au bout d'un moment, la combustion cesse.
- Le charbon de bois a diminué de volume : du carbone a disparu.
- Il s'est dégagé de la chaleur.
- À l'aide d'une seringue, prélevons un peu du contenu gazeux du flacon, envoyons ce gaz dans l'eau de chaux. Nous observons la formation d'un précipité blanc. Ce gaz est donc du dioxyde de carbone.
  Le carbone brûle dans le dioxygène en dégageant de la chaleur. Le carbone et le dioxygène disparaissent et il se forme du dioxyde de carbone.



1.1.2 -Réaction entre le fer et soufre :

Plaçons un mélange intime de limaille de fer et de fleur de soufre (56 g de fer pour 32 g de soufre) sur une brique réfractaire, il ne se produit aucune réaction. Chauffons une petite portion du mélange. Dès qu'elle devient incandescente, cessons de chauffer. Nous remarquons néanmoins que l'incandescence se propage à travers tout le mélange réactionnel, laissant derrière elle un solide gris, poreux et friable : c'est du sulfure de fer II de formule FeS.



Réaction chimique

1.2 – Définitions

Une réaction chimique est la transformation d'espèces chimiques appelées réactifs en d'autres espèces chimiques appelées produits.

- Une réaction chimique au cours de laquelle il y a dégagement de chaleur est dite exothermique ;
- Une réaction qui absorbe de la chaleur est dite endothermique ;
- Une réaction qui n'absorbe ni ne dégage de chaleur est dite athermique.

1.3 - Conservation de la masse au cours d'une réaction chimique

1.3.1 - Loi de Lavoisier

Les chimistes ont effectué de nombreuses réactions chimiques au cours desquelles ils ont pesé les réactifs et les produits obtenus.
Ils ont trouvé que la masse des produits formés est égale à la masse des réactifs disparus.
La masse de l'ensemble ne change donc pas : on dit que **la masse se conserve au cours d'une réaction chimique**.

Énoncé de la loi de Lavoisier : Dans une réaction chimique, la masse des produits formés est égale à la masse des réactifs disparus entrés en réaction.

1.3.2 - Vérification de la loi de Lavoisier

Reprenons l'exemple de la réaction entre le fer et le soufre.
Pesons la masse de sulfure de fer FeS obtenu et comparons la à la somme des masses des réactifs.
On trouve :

$m(Fe) + m(S) = 56 + 32 = 98\ g ; m(FeS) \approx 98\ g$ } **La masse des produits est égale à la masse des réactifs.**

2 - Représentation d'une réaction chimique par une équation-bilan

2.1 - Equation-bilan d'une réaction chimique

Une réaction chimique est représentée par une équation-bilan obtenue en plaçant dans le premier membre les réactifs et dans le second membre les produits. Les deux membres étant séparés par une flèche.

Réactifs → Produits

L'équation-bilan de la réaction précédente est donc :

(Fer métal) Fe + (soufre) S → (sulfure de fer) FeS.

2.2 - Ecriture de l'équation-bilan d'une réaction chimique

- L'équation-bilan d'une réaction chimique est la clé de tout problème de Chimie.
- Il est indispensable d'être sûr de son écriture avant de commencer tout raisonnement chimique.

Réaction chimique

On procède en deux temps :

1. On identifie les réactifs et les produits et on écrit la représentation chimique de chacun d'eux.

2. On recherche les coefficients qui assurent la conservation des éléments.

Dans la suite, les coefficients sont désignés par l'expression coefficients stoechiométriques.

Exemple : On fait réagir de l'oxyde de cuivre en poudre CuO sur du carbone en poudre. Cette réaction fournit du cuivre et du dioxyde de carbone.

- Les réactifs sont:

- l'oxyde de cuivre : **CuO**
- le carbone : **C**

- Les produits de la réaction sont:

- le cuivre : **Cu**
- le dioxyde de cabone : **CO_2**

On écrit : **CuO** et **C** $\rightarrow$ **Cu et CO_2**
Réactifs produits

L'équation sera équilibrée quand on aura trouvé les coefficients à placer devant les quatre représentations chimiques : x, y, z, t.

x **CuO** + y **C** $\rightarrow$ z **Cu** + **t** **CO_2**

Une approche simple de cette question consiste à dénombrer les atomes présents dans les réactifs et les produits, écrits sans coefficients :

…. **CuO** + …. **C** $\rightarrow$ …. **Cu** + …. **CO_2**

On cherche l'élément commun aux corps composés : ici l'**oxygène**: On équilibre le nombre d'atomes d'oxygène en multipliant à gauche par 2.

Soit provisoirement: 2 **CuO** + …. **C** $\rightarrow$ …. **Cu** + …. **CO_2**

Les autres coefficients se déduisent alors des formules des composés. D'où l'équation équilibrée:

2 **CuO** + 1 **C** $\rightarrow$ 2 **Cu** + 1 **CO_2** **soit finalement en enlevant les 1 :**

2 **CuO** + **C** $\rightarrow$ 2 **Cu** + **CO_2**

Exemple 2 : On fait réagir du dioxyde de carbone sur l'aluminium. Cette réaction fournit de l'oxyde d'aluminium appelé alumine et du carbone.

Les réactifs sont :

- le dioxyde de cabone : **CO_2**
- l'aluminium : **Al**

- Les produits de la réaction sont les solides oxyde d'aluminium de formule **Al_2O_3** et le carbone **C**.

Réaction chimique

On écrit : **Al** et **CO_2** → **Al_2O_3 et C**
Réactifs produits

L'équation-bilan sera équilibrée quand on aura trouvé les coefficients à placer devant les quatre représentations chimiques : x, y, z, t.

x **Al** + y **CO_2** → z **Al_2O_3** + **t C**

Une approche simple de cette question consiste à dénombrer les atomes présents dans les réactifs et les produits écrits sans coefficients :

…. **Al** + …. **CO_2** → …. **Al_2O_3** + **…. C**

On cherche l'élément commun aux corps composés : ici l'**oxygène.** On équilibre le nombre d'atomes d'oxygène en multipliant à gauche par 3 et à droite par 2.
Soit provisoirement : …. **Al** + 3 **CO_2** → 2 **Al_2O_3** + **…. C**

Les autres coefficients se déduisent alors des formules des composés. D'où l'équation équilibrée :

4 Al + 3 CO_2 → 2 Al_2O_3 + 3 C

2.3 - Double significations de l'équation-bilan d'une réaction chimique
Signification microscopique : On raisonne en terme de molècule
Signification macroscopique : On raisonne en terme de mole

3 - Application : Résolution de problèmes de chimie

3.1 - Cas où les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques
(Après la réaction, tous les réactifs sont consommés).

Exemple : Réaction entre l'aluminium et l'oxyde de fer.

On mélange 24 g d'oxyde de fer Fe_2O_3 et 8,1 g d'aluminium puis on chauffe fortement. Après la réaction, on obtient du fer métal Fe et de l'oxyde d'aluminium Al_2O_3.
1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2) Déterminer les masses de fer et d'oxyde d'aluminium formées.

Solution :
1) Equation-bilan de la réaction

Fe_2O_3 + 2 Al → 2 Fe + Al_2O_3.

2) Masses de fer et d'oxyde d'aluminium formées

Dressons le tableau du bilan réactionnel

	Réactifs	→	Produits
Equation-bilan	**Fe_2O_3** + **2 Al**	→	**2 Fe** + **Al_2O_3**

- Nombre de mole initial de Fe_2O_3 : $n(Fe_2O_3)_0$ = **Error!** = **Error!** = 0,15 mol.
- Nombre de mole initial d'aluminium Al : $n(Al)_0$ = **Error!** = $\frac{8,1}{27}$ = 0,30 mol.

De l'équation (1), on déduit : **Error!**= 0,15 mol soit n(Fe) = 0,30 mol et **Error!**= 0,15 mol soit $n(Al_2O_3)$ = 0,15 mol.

Masse de fer formé : m(Fe) = n(Fe).M(Fe) = 0,30x56 = 16,8 g.

- Masse d'alumine formé : $m(Al_2O_3) = n(Al_2O_3).M(Al_2O_3)$ = 0,15x102 = 15,3 g.

3.2- Cas où l'un des réactifs est en excès :
(Après la réaction, l'un au moins des réactifs n'est pas totalement consommé).

Exemple : Combustion du fer dans le dioxygène :
On réalise la combustion de 5,04 g de fer dans un volume de 480 mL de dioxygène mesuré dans les conditionsoù le volume molaire est 24 $L.mol^{-1}$. On obtient de l'oxyde magnétique Fe_3O_4.
1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
2) Montrer que l'un des réactifs est en excès. Calculer la masse de cet excès.
3) Déterminer la masse d'oxyde magnétique Fe_3O_4 formée.

Solution :
1) <u>Equation-bilan de la réaction</u>

$3\,Fe + 2\,O_2 \rightarrow Fe_3O_4$.

2) <u>Montrons que l'un des réactifs est en excès</u>

	Réactifs → Produits
Equation-bilan	**3 Fe + 2 O_2 → Fe_3O_4**

(*) On raisonne par rapport au réactif limitant.

- Nombre de mole initial de Fe : $n(Fe)_0$ = **Error!** = $\frac{5,04}{56}$ = 0,09 mol.
- Nombre de mole initial de dioxygène : $n(O_2)_0$ = **Error!** = **Error!** = 0,02 mol.

De l'équation (1), on déduit : **Error!**= 0,01 mol soit $n(Fe)_{réagi}$ = 0,30 mol et
Error! = 0,01mol soit $n(Fe_3O_4)_{formé}$ = 0,01 mol.
Masse de fer en excès : $m(Fe)_{excès} = m(Fe)_0 - m(Fe)_{réagi}$ avec $m(Fe)_{réagi}$ = 0,30x56 = 1,68 g

$m(Fe)_{excès}$ = 5,04 – 1,68 = 3,36 g. **<u>$m(Fe)_{excès}$ = 3,36 g</u>**

3) <u>Masse d'oxyde magnétique Fe_3O_4 formée</u>

La Masse d'oxyde magnétique formée est telle que $m(Fe_3O_4)_{formé} = n(Fe_3O_4)_{formé}.M(Fe_3O_4)$
avec $M(Fe_3O_4)$ = 232 $g.mol^{-1}$.

On trouve : **<u>$m(Fe_3O_4)_{formé}$ = 2,32 g.</u>**

Réaction chimique

FICHE EVALUATION	Niveau : 4ème
Domaine : CHIMIE	Leçon 4 : Réaction chimique

1 Compléter les phrases suivantes :

Une réaction qui s'accompagne d'un dégagement de chaleur est dite …….
On fait réagir de l'acide chlorhydrique HCl sur l'aluminium Al. Il se forme du chlorure d'aluminium $AlCl_3$ et du dihydrogène H_2. Dans cette réaction chimique les réactifs sont …….. et …….. . Les produits de la réaction sont …….. et …….. . .

2 Mettre une ou des croix dans la ou les cases correspondantes à la ou aux bonnes réponses.

L'expérience de la paille de fer chauffée au rouge et introduit dans un flacon de dioxygène est:

	Une combinaison
	Un mélange intime
	Une combustion lente
	Une combustion vive

3 La formation du dioxyde de carbone de formule CO_2 à partir du carbone et du dioxygène est-elle une transformation physique ou une transformation chimique ?

4 Le carbone brûle dans le dioxygène en formant du dioxyde de carbone.

1) Quels sont les réactifs et les produits de cette réaction chimique?
2) Ecrire le bilan de cette réaction en utilisant les noms des corps purs.
3) Ecrire l'équation bilan de la réaction.

5 Equilibrer les équations chimiques suivantes :

a) $Al + S \rightarrow Al_2S_3$
b) $C + O_2 \rightarrow CO_2$
c) $S + O_2 \rightarrow SO_3$
d) $Al + H_2O \rightarrow Al_2O_3$ + dihydrogène
e) $SO_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
f) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + FeO$
g) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
h) Fe + dioxygène $\rightarrow Fe_2O_3$

6 Une masse m = 3,5 g de charbon de bois brûle dans un flacon contenant du dioxygène.

1) Comment appelle- t-on une telle réaction?
2) À la fin de la réaction on retrouve une masse de 3 g de charbon de bois dans le flacon.
2.a- Donner l'équation de la réaction.
2.b- Comment reconnaît-on le gaz formé ?
2.c- Quelle masse de charbon a été utilisée ? Le mélange du charbon de bois et du dioxygène a-t-il été utilisé dans des proportions stoechiométriques ?
2.d- Calculer le volume de dioxygène qui a été utilisé lors de cette opération
3) Quelle volume de dioxygène devrait être nécessaire pour que tout le charbon de bois réagisse ?

Réaction chimique

7 On donne : M (Zn) =65 g/mol, M (Cl) = 35,5 g/mol.

On verse de l'acide chlorhydrique sur une masse m = 3,25 g de grenaille de zinc, il se forme du chlorure de zinc de formule $ZnCl_2$ et un gaz qui produit une légère détonation en présence d'une flamme.

1) Quel est le gaz formé ?

2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

3) Sachant que l'acide est en excès :

3.a- Calculer le volume de gaz formé .*(volume mesuré dans les C.N.T.P.).*

3.b- Calculer la masse molaire moléculaire de $ZnCl_2$.

3.c- Quelle est la masse (m) de $ZnCl_2$ formée en fin de réaction.

8 Un élève dispose de deux flacons (A) et (B) de même volume V. L'un (A) contient du dioxygène et l'autre (B) de l'air. Il procède dans chacun des flacons à la combustion d'une même masse de charbon.

Dans le flacon A, la combustion a consommé 1 g de carbone.

Dire si la masse de carbone consommée dans le flacon B sera la même que celle de A. Justifier la réponse.

9

1) Ecrire l'équation-bilan de la combustion incomplète du carbone donnant du monoxyde de carbone.

2) Compte tenu de cette équation, calculer combien de molécules de dioxygène sont nécessaires pour la combustion incomplète de

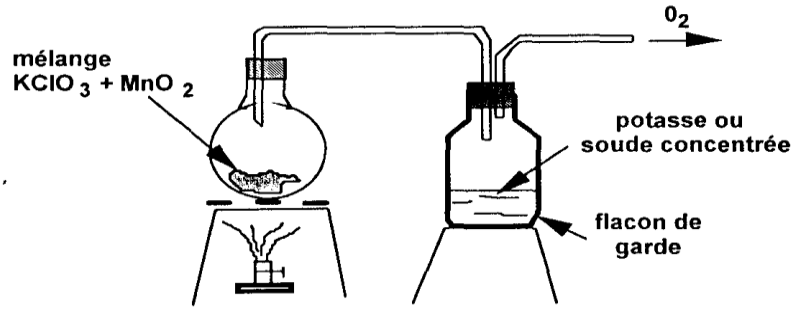
a) 10 atomes de carbone,

b) 10^6 atomes de carbone,

c) $1{,}2.10^{23}$ atomes de carbone.

Réaction chimique

10 Un élève prépare du dioxygène en utilisant la réaction de décomposition du chlorate de potassium par la chaleur en présence de bioxyde de manganèse. Il réalise le montage suivant :

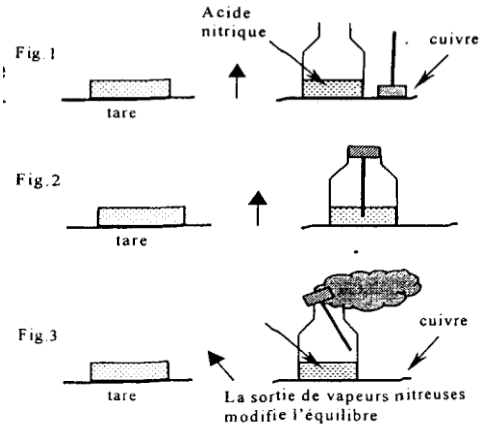


1) Il désire recueillir le dioxygène dans un flacon disposé verticalement à col ouvert vers le haut. Compléter le schéma du montage. Selon vous quelle technique utilise-t-il pour remplir ce flacon en dioxygène ?
2) Comment doit faire l'élève pour s'assurer que le flacon est plein de dioxygène ?
3) Quel rôle joue le dioxyde de manganèse ?

11 Un élève dispose du matériel suivant : une ampoule de coulée, un erlenmeyer, un bouchon à deux trous, un tube de gaz coudé et un verre à pied rempli d'eau de chaux. Il place du calcaire dans l'erlenmeyer et fait tous les raccordements nécessaires. Il remplit l'ampoule de coulée d'acide chlorhydrique et verse goutte à goutte cet acide sur le calcaire. Il se produit une effervescence et l'eau de chaux se trouble.
1) Faire le schéma du montage.
2) Ecrire l'équation de la réaction, le calcaire étant formé de carbonate de calcium $CaCO_3$
3) Identifier le gaz formé ?
4) Quelle application pratique tire-t-on de cette réaction ?

12 **Un professeur a réalisé les trois expériences ci-dessous successivement :**

1) Interpréter chaque expérience.
2) Quelle loi de la chimie est vérifiée par l'ensemble de ces trois expériences ?



Fiches de leçon de chimie de la classe de 3ème

Leçon 1 : Solutions aqueuses

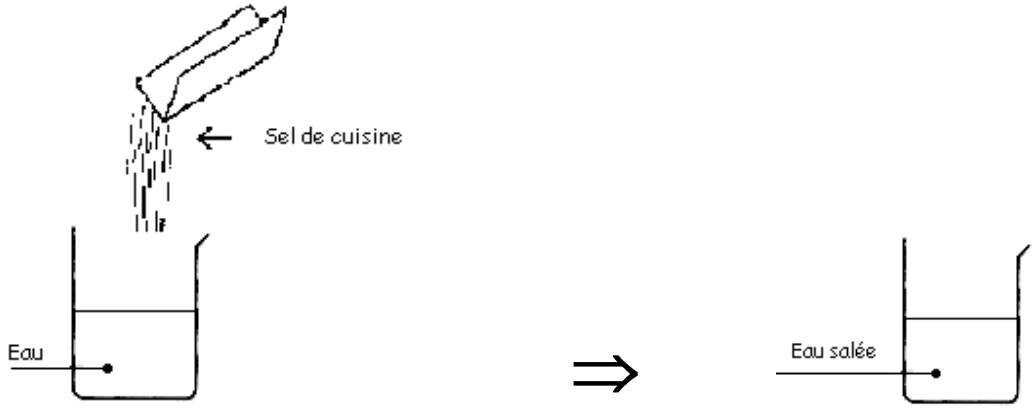
1. Notion de solution :

1.1- Préparation d'une solution

Réalisons les mélanges suivants :

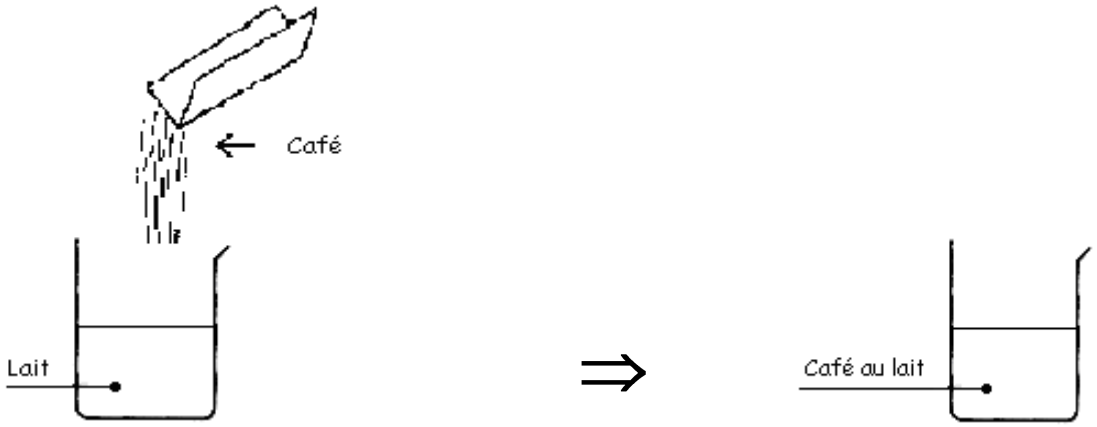
- **mélange eau + sel**

On obtient un mélange homogène : de l'eau salée.



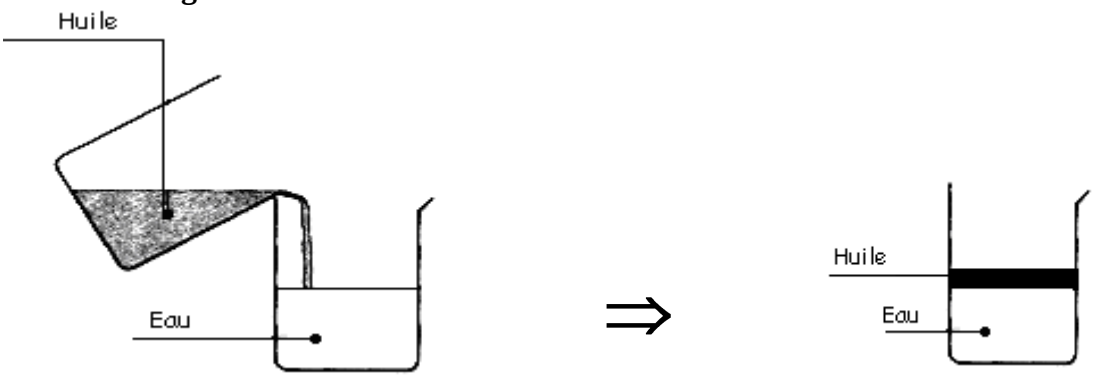
Après agitation, on obtient de l'eau salée qui constitue un mélange homogène.

- **mélange café + lait**



Après agitation, on obtient du café au lait qui constitue un mélange homogène.

- **mélange eau + huile**



L'eau et l'huile ne se mélangent pas, on obtient un mélange hétérogène. L'huile surnage au dessus de l'eau : le mélange obtenu constitue une émulsion.

Solutions aqueuses

1.2- Définition d'une solution

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs corps. Lorsque la solution est obtenue en utilisant de l'eau, la solution est dite aqueuse.

Remarque : La plupart des solutions sont en phase liquide mais il existe des solutions solides (les alliages) et des solutions gazeuses, l'air par exemple.

1.3- Définitions relatives aux solutions aqueuses

2. Solubilité d'une solution

2.1- expériences

2.2- Définition de la solubilité

La solubilité d'une substance est l'aptitude de cette solution de dissoudre une autre substance. Dans un solvant, la solubilité est la quantité maximale de soluté pouvant y être dissoute.

2.3- Solution saturée

Réalisons les solutions suivantes :
Versons progressivement du sel de cuisine dans les béchers suivants contenant 100 mL d'eau directement recueillie du robinet, 100 mL d'eau glacé et 100 mL d'eau chauffée aux environs de 80°C.

Eau directement prélevée du robinet (5°C) : Après avoir versé n_1 spatules sel de cuisine, l'eau ne peut plus dissoudre de sel : la solution est saturée.

Eau glacée (0°C) : Après avoir versé n_2 spatules sel de cuisine, l'eau ne peut plus dissoudre de sel : la solution est saturée.

Eau chaude (80°C) : Après avoir versé n_3 spatules sel de cuisine, l'eau ne peut plus dissoudre de sel : la solution est saturée.

Conclusion : La solubilité d'une solution dépend de sa température. La solubilité est d'autant plus importante que la température du solvant est élevée. ***(On fera remarquer que $n_2 > n_1 > n_3$).***

3. Concentration d'une solution

3.1- Concentration molaire volumique C :

La concentration molaire volumique d'une espèce chimique A dans une solution, notée [A] ou C, est le nombre de mole(s) du soluté A dissout dans un litre de cette solution.

[A] = Error! ou C = Error! (en mol.L^{-1})

- n(A) : nombre de mole(s) de soluté en mol
- V : volume de la solution en litre(s) (L)

3.2- Concentration massique C_m

La concentration massique d'une espèce chimique A dans une solution donnée, notée C_m, est la masse m(A) du soluté A contenue dans un litre de solution.

C_m = Error! en g.L^{-1} m(A) : masse du soluté A en grammes (g)
V : volume de la solution en litre(s) (L)

3.3-Relation entre la concentration molaire volumique C et la concentration massique C_m.

Considérons les relations suivantes : **Error!**
De (1), on tire : n(A) = C.V avec n(A) = **Error!** où M est la masse molaire de l'espèce chimique A.
On obtient donc : **Error!** = C.V soit m(A) = M.C.V (3)
(3) dans (2) donne : C_m = M.C
La concentration molaire volumique C et la concentration massique C_m sont liées par la relation :

$$\mathbf{C_m = M.C}$$

4. Dilution de solutions

4.1- Définition

La dilution est l'opération qui consiste à diminuer la concentration d'une solution.

4.2-Principe de la dilution

Un flacon contenant un volume V_i d'une solution aqueuse de concentration C_i. Pour diluer la solution, il suffit d'ajouter progressivement de l'eau distillée jusqu'à l'obtention d'un volume final égal à V_f.
Dans la solution initiale, le nombre de mole(s) de soluté, $n_i = C_iV_i$. Lors de l'addition d'eau, on ne modifie pas cette quantité, on peut donc écrire : $n_i = n_f$ où n_f est le nombre de mole(s) de soluté dans la solution diluée.
Comme $n_f = C_fV_f$, il vient : **$C_iV_i = C_fV_f$. (Équation de la dilution).**

On en déduit la valeur de C_f : **$C_f = C_i$ Error! .**

5. Applications

5.1- Préparation d'une solution par dilution :

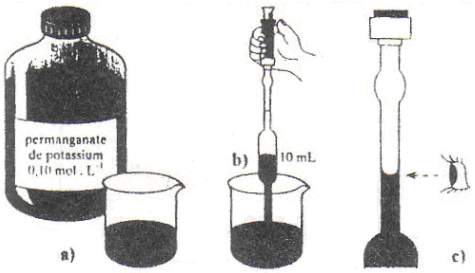
- **Objectif :**
  On veut préparer 50 mL de solution de permanganate de potassium de concentration C_f = 0,020 mol.L^{-1} à partir d'une solution de concentration C_i = 0,10 mol.L^{-1}.
- **Calcul du volume V_f de permanganate de potassium à C_i = 0,10 mol.L^{-1} à prélever.**

  Équation de la dilution : $C_iV_i = C_fV_f \Rightarrow V_f = V_i$ Error! = 10 mL.

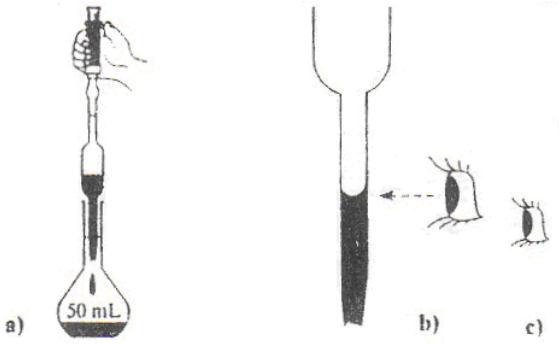
  Il faut diluer un volume V_i = 10 mL de permanganate de potassium à 0,10 mol.L^{-1}.

Solutions aqueuses

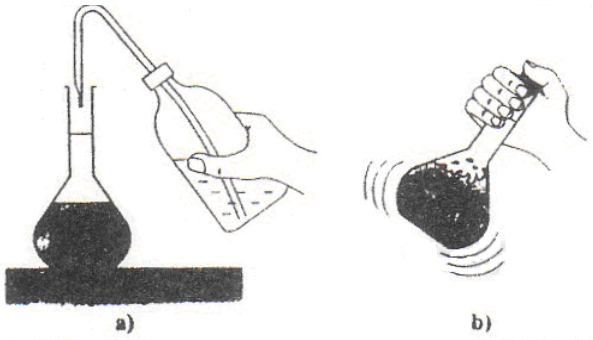
- **Réalisation pratique**



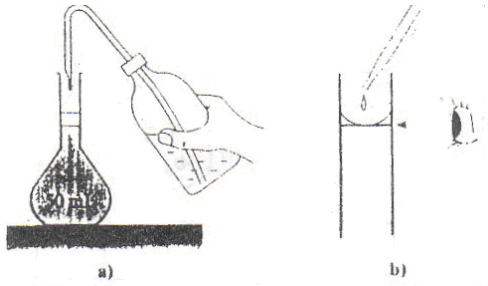
1. Versons la solution à diluer dans un bécher (a). Prélevons 10 mL de solution à l'aide d'une pipette jaugée à un trait ou à deux traits munie d'une propipette ou d'un pipetteur (b).



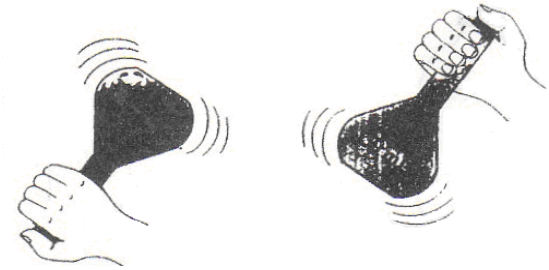
2. La solution prélevée est introduite dans une fiole jaugée de 50 mL (a et b).



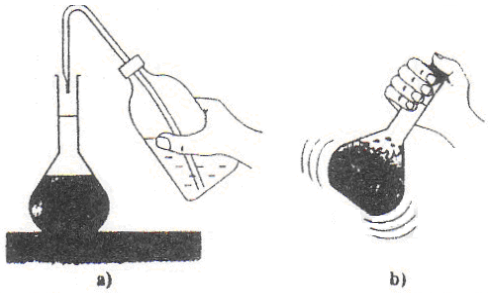
3. Remplissons la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (a) et, après avoir bouché, agitons-la pour favoriser la dilution (b).



4. Une fois la dilution terminée, ajoutons de l'eau distillée à la pissette (a), puis à la pipette simple pour terminer au niveau du trait de jauge (b).



5. Rebouchons la fiole jaugée et retournons-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.



6. La solution est prête et peut être immédiatement utilisée ou être alors stockée dans un flacon opaque pour la protéger de la lumière.

5.2 - Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide.

- **Objectif :**

On désire préparer 100 mL de solution de chlorure de sodium de concentration C = 0,5 mol.L^{-1} à partir de chlorure de sodium solide.

Solutions aqueuses

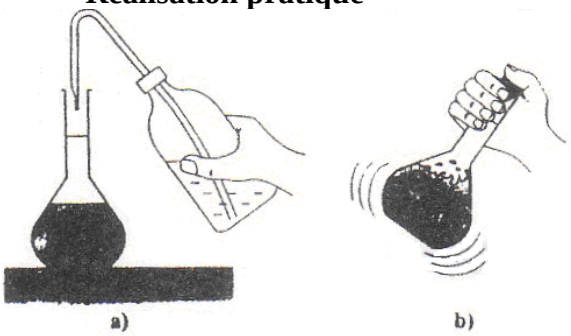
- **Calcul de la masse m de chlorure de sodium à C_i = 0,10 mol.L^{-1} à prelever :**

Il faut dissoudre une masse m de chlorure de sodium NaCl telle que C = **Error!** avec n = **Error!** soit

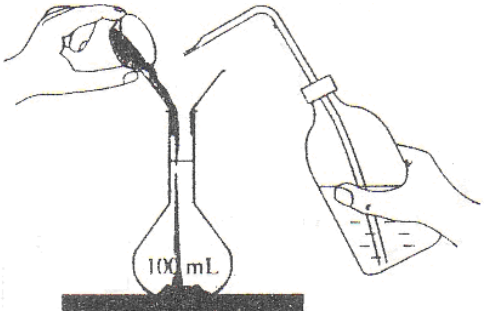
m = C.V.M où V = 100 mL et M = 58,5 g.mol^{-1} (masse molaire du chlorure de sodium).

La masse de chlorure de sodium à prélever est donc : m = 0,5x100.10^{-3}x58,5 soit m = 2,93 g.

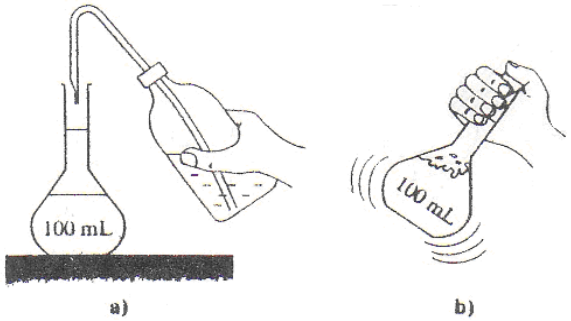
- **Réalisation pratique**



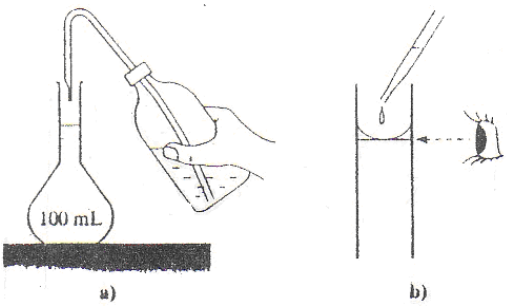
1. Pesons précisément m = 2,93 g en prélevant le solide avec une spatule propre et sèche (b), et en le plaçant dans une capsule ou un verre de montre préalablement pesé (a).



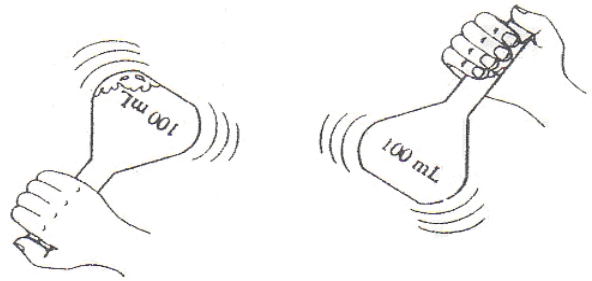
2. Introduisons le solide dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir. Rinçons la capsule ou le ou verre de montre avec de l'eau distillée.



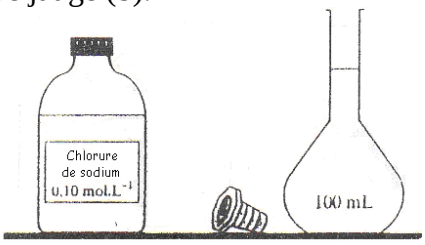
3. Remplissons la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (a), et, après l'avoir bouchée, agitons-la pour dissoudre le solide (b).



4. Une fois la dissolution terminée, ajoutons de l'eau distillée, à la pissette au début (a), puis à la pipette simple pour terminer au niveau du trait de jauge (b).



5. Rebouchons la fiole jaugée e retournons-la plusieurs fois en homogénéiser la solution.



6. La solution est prête et peut être immédiatement utilisée ou être alors stockée dans un flacon.

Solutions aqueuses

FICHE EVALUATION	**Niveau : 3ème**
Domaine : CHIMIE	**Leçon 1 : Solutions aqueuses**

N.B. : *Dans tous les exercices, on admettra que la dissolution des gaz se produit sans variation de volume.*

1 Préciser le sens des mots et expressions suivantes :

Solubilité	
Saturation	
Concentration massique (préciser l'unité)	
Concentration molaire (préciser l'unité)	

2 Mettre une croix dans la case correspondant à la bonne réponse :

La relation qui lie la concentration massique C_m et la concentration molaire C d'une solution de chlorure de sodium de masse molaire M est

☐ $C_m = CxM$ ☐ $C_m = C/M$ ☐ $C_m = M/C$

3 L'eau d'un bras de mer contient 280 $g.L^{-1}$ de chlorure de sodium. La solubilité du chlorure de sodium dans l'eau à 30 °C est de 6,2 $mol.L^{-1}$

L'eau de ce bras de mer est-elle saturée en chlorure de sodium à 30 °C ?

4 Demba a fini de préparer du thé, mais il le trouve trop "fort". Il le jette pour en préparer un autre plus à son goût.

a) Préciser le sens du mot "fort"

b) Que feriez vous à sa place ? Justifier.

5 *Données : Masses molaires atomiques en $g.mol^{-1}$: Na : 23 , Cl : 35,5*

Quelle masse de chlorure de sodium solide faut-il dissoudre pour prépare 100 mL de solution de concentration 0,05 $mol.L^{-1}$?

Entourer dans la liste suivante le matériel nécessaire à la préparation de la solution

pissette, burette, pipette graduée, entonnoir, balance, spatule, bécher, coupelle.

Il vous manque un élément indispensable pour la préparation. Lequel ?

Décrire le mode opératoire pour préparer cette solution.

Solutions aqueuses

6 Votre professeur a besoin de 500 mL de solution diluée d'aide chlorhydrique de concentration $C_1 = 0{,}01$ mol.L^{-1}. Il dispose pour cela d'une solution concentration.
$C_2 = 2$ mol.L^{-1}
a) Entourer dans la liste suivante le matériel dont il va avoir besoin pour faire la dilution :
fiole 250 mL - pissette - burette de 25 mL - bécher de 500 mL - entonnoir - fiole jaugée de 500 mL - pipette graduée de 5 mL - pipette jaugée de 10 mL - verre à pied - éprouvette graduée de 100 mL - poire propipette.
b)Donner le mode opératoire de la dilution.

7 *Données : Masses molaires atomiques en g.mol $^{-1}$: Na : 23 , Cl : 35,5*

Une solution de chlorure de sodium (NaCl) a été constituée en dissolvant une masse m = 5,85 g de ce sel dans de l'eau et en complétant le volume à 500 mL.
1) Calculer la concentration massique C_m de cette solution.
2) Calculer de deux façons différentes la concentration molaire C de cette même solution.

Données : Masses molaires atomiques en g.mol $^{-1}$: Na : 23 , S: 32 , O : 16

Une solution a été obtenue en dissolvant une masse m = 14,2 g de sulfate de sodium (Na_2SO_4) dans de l'eau et en complétant le volume à 500 mL
1) Calculer la concentration massique C_m de cette solution.
2) Calculer de deux façons différentes la concentration molaire C de cette même solution.

9 *Données : Masses molaires atomiques en g.mol $^{-1}$: K : 39 , Cl : 35,5*

On prépare une solution en dissolvant 0,05 mole de chlorure de potassium KCl dans de l'eau et en complétant à 250 mL.
1) Calculer la concentration molaire de la solution.
2) En déduire la concentration massique C_m de cette solution.

10 Données : Masses atomiques molaires en g.mol $^{-1}$: H : 1 , O : 16 , Na : 23

1) On prépare une solution A en dissolvant 4,48 L de chlorure d'hydrogène (volume mesuré dans les conditions normales) dans de l'eau distillée et en complétant le volume à 1 litre.
Calculer la concentration molaire de la solution d'acide chlorhydrique obtenue.

11 Dans un volume V = 50 mL d'eau distillée, on dissout un volume v = 0,12 L de chlorure d'hydrogène. Le volume v a été mesuré dans les conditions où le volume molaire est égal à 24 L.mol^{-1}.
1) Calculer la concentration molaire C de la solution obtenue.
2) Calculer la quantité de matière (nombre de moles) n de chlorure d'hydrogène dans un prélèvement de volume V' = 20 cm^3 de cette solution.

Solutions aqueuses

12 Quel volume v de chlorure d'hydrogène faut - il dissoudre dans 500 mL d'eau pure pour obtenir un solution de concentration $C = 2.10^{-2}$ mol.L^{-1} ?
Volume molaire 22,4 L.mol $^{-1}$.

13 Quel volume v de gaz ammoniac NH_3 faut -il dissoudre dans 300 mL d'eau distillée pour obtenir une solution de concentration molaire $C = 10^{-1}$ mol.L^{-1}

Volume molaire dans les conditions de l'expérience : 24 L.mol $^{-1}$

14 1) On dissout 0,3 mole de chlorure de sodium solide dans 200 mL d'eau , on obtient une solution S_1.
Quelle est la concentration molaire C_1 de la solution obtenue ?

2) On prélève à l'aide d'une pipette 10 mL de cette solution S_1 et on l'introduit dans une fiole de 250 mL. On dilue cette solution en complétant avec de l'eau jusqu'au trait de jauge de la fiole , on obtient une solution S_2.
Calculer la concentration molaire C_2 de cette nouvelle solution.

15 Dans une fiole jaugée de 500 mL, on introduit un volume V = 25 mL d'acide chlorhydrique de concentration $C = 10^{-2}$ mol.L^{-1}, on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.
Quelle est la concentration C' de la solution obtenue ?

16 On dispose d'une solution mère S de chlorure de sodium de concentration molaire C = 0,4 mol.L^{-1}.
1) Déterminer la concentration molaire C_1 de la solution fille S_1 obtenue par dilution d'un volume V = 5,0 mL de S avec de l'eau distillée dans une fiole jaugée de 50 mL.
2) Quel volume V' de S faut-il diluer pour préparer 500 mL de solution de S_2 de concentration $C_2 = 0,016$ mol.L^{-1} ?

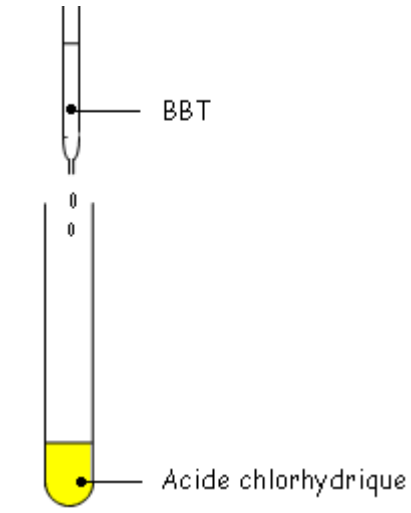
17 Une solution S_1 possède une concentration $C_1 = 10^{-1}$ mol.L^{-1}. On prélève un volume $V_1 = 50$ mL de S_1 auxquels on ajoute 450 mL d'eau. On obtient une solution S_2. On dilue 25 fois la solution S_2 . On obtient une solution S_3.
Calculer la concentration molaire C_3 de S_3.

Leçon 2 : Acides et bases

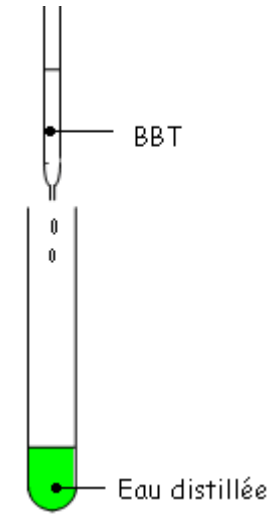
1. Classification des solutions

1.1- Un indicateur coloré : le bleu de bromothymol

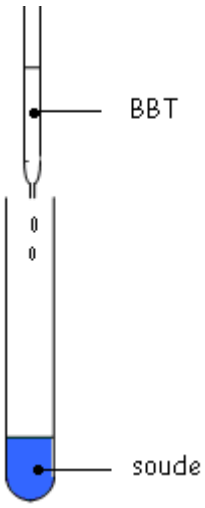
Un indicateur coloré est une substance dont la couleur dépend du caractère acide ou basique de la solution aqueuse dans laquelle il est placé.
Considérons les trois tubes suivants contenant de l'acide chlorhydrique, de l'eau distillée et de la soude.



Solution acide



Solution neutre



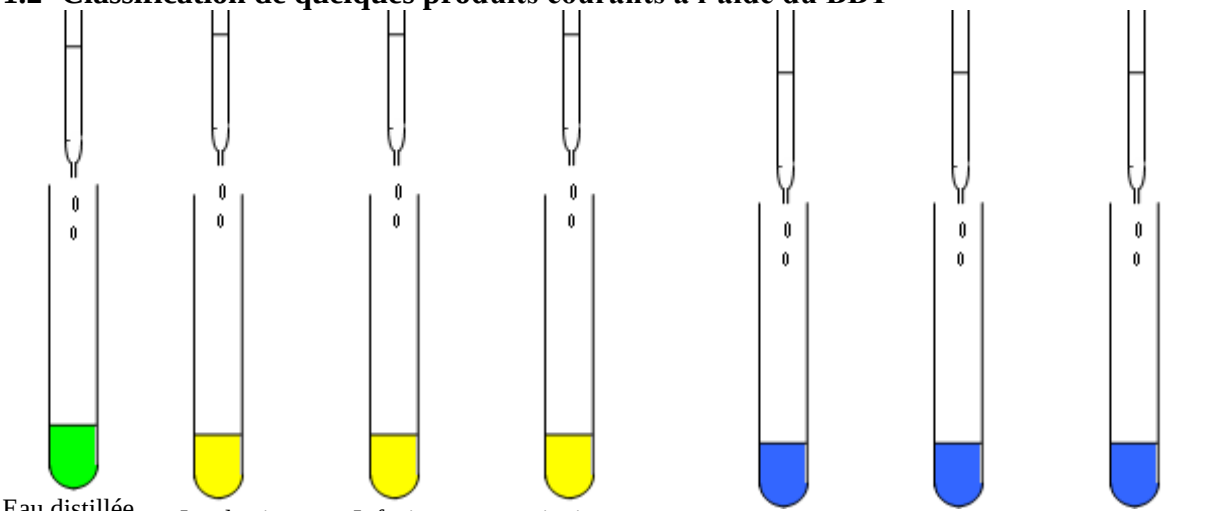
Solution basique

Observations

- En présence de BBT, la solution acide devient **jaune**.
- En présence de BBT, l'eau distillée (solution neutre) prend la coloration **verte**.
- En présence de BBT, la solution basique vire au bleu.

Remarque : Il existe d'autres indicateurs colorés, on peut citer, entre autres, l'héliantine et la phénolphtaléine.

1.2- Classification de quelques produits courants à l'aide du BBT



Eau distillée | Jus de citron | Infusion de bissap | vinaigre | Lessive | cendre | Eau de Javel

Acides et bases

- **Résultat de l'expérience**

	Eau distillée	Jus de citron	Infusion de bissap	vinaigre	Lessive	cendre	Eau de Javel
Solution acide		**X**	**X**	**X**			
Solution neutre	**X**						
Solution basique					**X**	**X**	**X**

1.3- Conclusion

- **Une solution est dite acide si elle fait virer le BBT au jaune.**
- **Une solution basique fait virer le BBT au bleu.**
- **Une solution est dite neutre si elle fait virer le BBT au vert.**

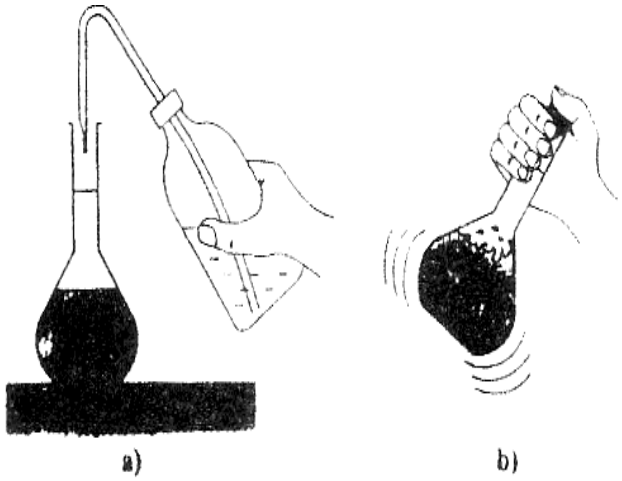
2. Propriétés des acides et des bases

2.1- Mise en évidence expérimentale de la conductibilité électrique des solutions acides et basiques

2.1.1 – Expérience

Réalisons l'expérience schématisée ci-contre. Le circuit électrique comporte, en série, un générateur continu, un interrupteur, un rhéostat, un électrolyseur et une ampoule.

- Dans un premier temps on place de l'eau distillée dans la cuve de l'électrolyseur et on ferme l'interrupteur.
- Après cette expérience, on verse la solution contenue dans la cuve de l'électrolyseur, on rince cette dernière puis on refait l'expérience avec de l'eau de Javel.



2.1.2 –Observations

- En présence d'eau distillée, l'ampoule reste éteinte : l'eau distillée ne conduit pas le courant électrique.
- En présence de quelques gouttes de vinaigre, l'ampoule s'allume tandis que des dégagements gazeux se manifestent aux électrodes, la solution de vinaigre conduit le courant électrique.
- En présence de quelques gouttes d'eau de Javel, l'ampoule s'allume tandis que des dégagements gazeux se manifestent aux électrodes, la solution d'eau de Javel conduit le courant électrique.

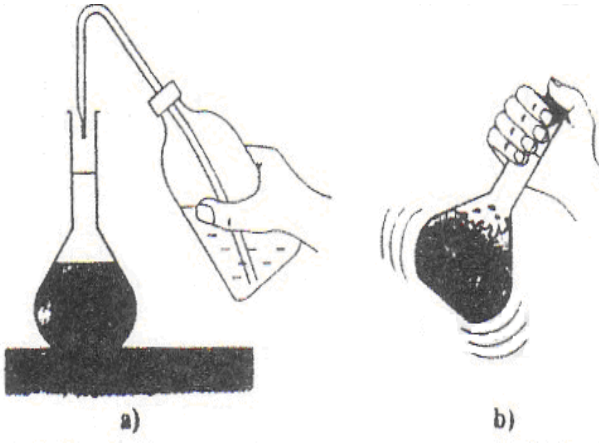
2.1.3 – Conclusion

Les solutions acides et basiques conduisent le courant électrique. Les solutions neutres ne conduisent pas le courant électrique.

On explique cette propriété des acides et des bases par la présence, dans ces solutions, de porteurs de charge qui sont des ions.

2.2- Action des acides sur le calcaire

Réalisons le montage représenté ci-contre.



Introduisons un morceau de craie dans un tube à essais après avoir rappelé que la craie est formée essentiellement de calcaire (carbonate de calcium) $CaCO_3$.

Introduisons environ 10 mL d'eau de chaux dans un verre à pied.

Versons 2 mL environ d'acide chlorhydrique sur le morceau de craie.
Une vive effervescence se produit sur la craie : un gaz se dégage.
Le gaz obtenu «barbote» dans de l'eau de chaux qui peu à peu se trouble : le gaz formé est du dioxyde de carbone. Un corps pur nouveau s'est formé : les solutions acides réagissent sur le calcaire.

Équation-bilan de la réaction : $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

Remarque : Cette réaction permet l'identification des roches calcaires en géologie, on l'utilise auusi pour le détartrage des carreaux.

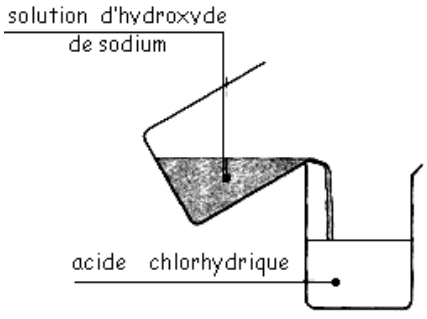
2.3- Autres exemples de solutions acides et basiques

En dehors de l'acide chlorhydrique HCl et de l'hydroxyde de sodium (soude) NaOH, il existe d'autres acides et bases :

- Acides : Acide sulfurique H_2SO_4, acide nitrique HNO_3 etc.
- Bases : Hydroxyde de potassium KOH, hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$, ammoniac NH_3 etc.

3. Réaction entre l'acide chlorhydrique et la soude

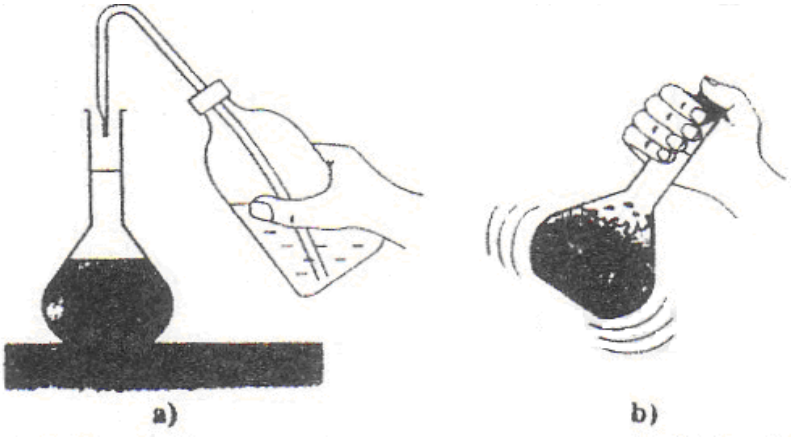
3.1 Expérience qualitative



Versons dans un bécher une solution d'hydroxyde de sodium NaOH. Ajoutons-y quelques gouttes de BBT. La solution devient bleue. À l'aide d'un bécher, versons lentement une solution d'acide chlorhydrique HCl jusqu'à ce que la coloration vire au jaune.
Touchons le bécher, il est chaud : la réaction produit de la chaleur.
Le changement de coloration indique que l'hydroxyde de sodium a disparu. Il n'y a pas d'excès de solution acide si nous nous sommes arrêtés à temps.

3.2- Mise en évidence du sel formé

Chauffons une petite quantité du mélange obtenu. L'eau se vaporise et nous voyons apparaître un dépôt de petits cristaux blancs, de saveur salée, c'est du sel de cuisine ou chlorure de sodium de formule NaCl.



3.3- Equation-bilan de la réaction

Dans cette réaction, il s'est formé du chlorure de sodium NaCl. La réaction s'est produite avec un dégagement de chaleur : On dit que la réaction est **exothermique.**

On sehématise la réaction par l'équation bilan : **$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$**
L'acide chlorhydrique et l'hydroxyde de sodium se sont neutralisés.

La réaction qui se produit chaque fois qu'une solution acide et une solution basique réagissent l'une sur l'autre est appelée la réaction acide-basique. Son équation bilan s'écrit :

Acide + base → sel + eau

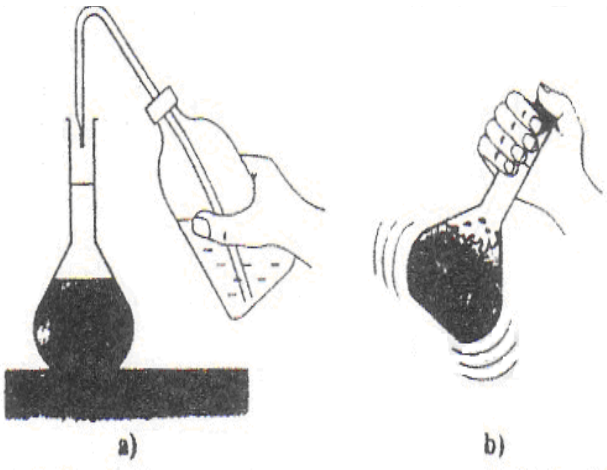
4. Dosage colorimétrique de l'acide chlorhydrique par la soude

4.1- Définition du dosage

Un dosage consiste à déterminer expérimentalement la concentration d'une solution. Pour doser une solution d'acide chlorhydrique, on peut utiliser une solution de soude de concentration C_b connue.
Pour doser une solution de soude, on peut utiliser une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a connue.

4.2- Principe du dosage

À l'aide d'une pipette jaugée on prélève un volume V_a, par exemple, de la solution acide à doser, de concentration C_a inconnue. Cette solution est mise dans un bécher qui contient alors $C_a.V_a$ moles d'acide, quantité inconnue. On ajoute à cette solution quelques gouttes d'un indicateur coloré, choisi tel que sa zone de virage inclut ou voisine le pH = 7, le bleu de bromothymol par exemple. A l'aide d'une burette graduée on verse progressivement la solution de soude de concentration C_b connue.



Pour un volume V_b que l'on mesure, le bleu de bromothymol change de teinte : c'est l'équivalence.

4.3- Relation à l'équivalence

A l'équivalence, la quantité $C_b.V_b$ de soude versée est connue.
Et comme à l'équivalence le nombre de mole(s) de soude versée est égal au nombre initial d'acide chlorhydrique contenu dans le bécher, on peut écrire :

$$\mathbf{C_a.V_a = C_b.V_b}$$

Cette relation permet de calculer la concentration C_a de la solution d'acide chlorhydrique :

$$\mathbf{C_a = C_b}\ \frac{V_b}{Va}$$

Dans l'expérience réalisée, on a : $C_b = 0{,}1$ mol.L^{-1}, $V_b = 20$ mL , $V_a = 10$ mL.

On trouve : $\mathbf{C_a = 0{,}1x}\ \frac{0{,}1x20}{10}$ **soit $C_a = 0{,}2$ mol.L^{-1}**

Acides et bases

FICHE EVALUATION	**Niveau : 3ème**
Domaine : **CHIMIE**	Chapitre : **Acides et bases**

1 Répondre par vrai ou faux en cochant la case correspondante

	V	F
a) En présence de BBT, une solution de "khémé" prend la couleur jaune		
b) L'eau de cendre est une solution bassique		
c) Le jus de "bissap" est une solution acide		
d) La lessive est acide		
e) Le jus de tamarin est une solution basique		

2 1) Une solution acide donne une coloration …… en présence de BBT, tandis qu'une solution basique donnera une coloration ……
Une solution dans laquelle le BBT vire au vert est ……
2) La réaction qui s'effectue lorsque l'on mélange une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium est une réaction ……
3) Le BBT est un indicateur coloré. Comme autre indicateur coloré utilisé au laboratoire on peut citer : …… et ……
4) Lorsque l'on verse progressivement de l'acide chlorhydrique sur de la soude en présence de BBT, la couleur de la solution passe du …… au …… . Ce changement de coloration correspond à …… acide-base. Cela signifie que le …… de …… d'acide versé est égal au …… de …… de base initialement présente.

3 Après avoir préparé diverses solutions, on verse dans chacune d'elles quelques gouttes de BBT.
1) Rappeler la couleur de cet indicateur en milieu acide, basique et neutre.
2) Remplir le tableau ci-contre.

solution	teinte	nature
Jus de tamarin	jaune	
Liquide vaisselle		base
Coca-cola	jaune	
Jus de citron		acide
vinaigre		
Eau de mer	bleue	
Chlorure de potassium	verte	

4 Mettre une croix dans la case correspondant à la réponse exacte. Pour obtenir la neutralisation de 15 mL d'une solution d'acide chlorhydrique, on utilise 30 mL d'une solution de soude de concentration 0,4 mol.L^{-1} La concentration de la solution d'acide est :
☐ 0,8 mol.L^{-1} ☐ 0,4 mol.L^{-1} ☐ 0,2 mol.L^{-1}

Acides et bases

5 Ecrire l'équation-bilan de la réaction entre une solution d'acide chlorhydrique et une solution d'hydroxyde de sodium.

6 Donner la définition de l'équivalence acido-basique pour le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium.
Quels indicateurs colorés peut - on utiliser pour apprécier **l'équivalence** lors de ce dosage ?

7 On doit verser 15 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,5 $mol.L^{-1}$, dans 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration inconnue pour obtenir exactement l'équivalence acido - basique.
Calculer concentration de la solution acide utilisée.

8 On place, dans un bécher, 20 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration inconnue et 2 gouttes de bleu de bromothymol. On y ajoute une solution titrée d'acide chlorhydrique, de concentration
$C_a = 1\ mol.L^{-1}$, jusqu'au virage de l'indicateur. On note le volume correspondant : $v_a = 16$ mL.

1) Quelle est la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium ?
2) Quel volume de cette solution d'hydroxyde de sodium faut-il introduire, dans une fiole jaugée, pour obtenir, après addition d'eau distillée, 1 L de solution de concentration
0,5 $mol.L^{-1}$?

9 Quel volume v de solution d'hydroxyde de sodium à 1 $mol.L^{-1}$ faut-il ajouter à 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique, de concentration 0,8 $mol.L^{-1}$, pour obtenir l'équivalence acido - basique.

10 On veut doser une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium.
On prélève avec une pipette, 20 mL de la solution d'acide chlorhydrique que l'on place dans un bécher et on ajoute 3 gouttes de bleu de bromothymol (BBT).
On verse, avec une burette graduée, une solution d'hydroxyde de sodium de concentration 0,02 $mol.L^{-1}$. Le virage de l'indicateur se produit lorsqu'on a ajouté 18 mL de cette solution.
1) Ecrire l'équation bilan de la réaction.
2) Quelle est la couleur du BBT à l'équivalence ?
3) Calculer la concentration de la solution d'acide chlorhydrique.

11 L'acidité du sol joue un rôle important dans l'agriculture. Proposer une méthode expérimentale permettant de vérifier le caractère acide (ou basique)

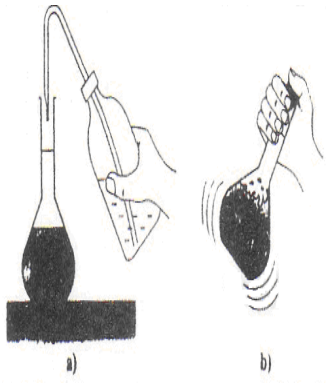
12 Au cours d'un repas, Ali affirme que le jus de "bissap" blanc qu' il est entrain de boire est plus acide que le jus de tamarin que boit Demba. Demba n'est pas d'accord. Pour trancher ce différend, il amène les deux solutions au laboratoire et procèdent au test suivant :
- ils introduisent 50 mL de "bissap" blanc dans un bécher A et 50 mL de jus de tamarin dans un

bécher B. Ils ajoutent dans chaque bécher 5 gouttes de BBT et 50 mL de solution de soude diluée. La solution contenue dans le bécher A se colore en vert alors que la solution contenue dans le bécher B se colore en bleu.
Il en concluent que Ali avait raison. Justifier cette affirmation.

13 1) Comment préparer un volume de 500 mL d'une solution de soude (B) de concentration $C_b = 0{,}10\ mol.L^{-1}$ à partir de cristaux de soude pure ?
2) Le dosage d'une solution d'acide chlorhydrique de volume
10 mL nécessite 20 mL de la solution de soude (B). Quelle est la concentration Ca de la solution d'acide chlorhydrique?
Masses molaires M (Na) = 23 g.mor1 M (O) = 16 g.mor1 M (H) 1 g.mor1.

14 *: "extrait du compte rendu de travaux pratiques de ITHIAR BIANQUINCH"*

Compte rendu : Dosage de l'acide chlorhydrique par de la soude de concentration $C_b = 0{,}10\ mol.L^{-1}$.
- Volume de soude dans le bécher : $V_b = 20$ mL.
- Volume d'acide versé pour atteindre l'équivalence : $V_a = 10$ mL
On en déduit la concentration Ca de l'acide chlorhydrique :



$C_a/V_a = C_b/V_b$ $C_a = (V_a.C_b)/V_b = (10 \text{ X } 0{,}010)/ 20$

Rectifier les erreurs de L. Bianquinch.

15 Lors d'une séance de travaux pratiques, on procède au dosage d'une solution d'acide chlorhydrique par de l'hydroxyde de sodium en présence de BBT.
1) Donner le protocole expérimental.
2) L'acide et l'indicateur étant dans le bécher, quelle est la couleur avant que l'on ne commence à verser la solution d'hydroxyde de sodium ?
3) On verse l'hydroxyde de sodium goutte à goutte. Après un certain volume versé, on constate que toute nouvelle goutte entraîne un changement de coloration pendant une brève durée.
a) Quelle est cette couleur ?
b) Expliquer ce phénomène.
4) On continue à verser goutte à goutte. Le changement de coloration persiste. Que peut-on dire ?
5) Si l'on continue à verser la soude, quelle couleur prendra la solution ?

16 Une solution concentrée d'acide chlorhydrique a été préparée en dissolvant 48 L de chlorure d'hydrogène (le volume molaire est de $24\ L.mol^{-1}$) dans 1 L d'eau. Un élève veut préparer 1 litre d'une solution de concentration $0{,}05\ mol.L^{-1}$ à partir de la solution concentrée.
1)
a) Quel volume de la solution faut-il prélever?
b) Quel volume d'eau doit-on utiliser ?
2) Il décide de verser l'acide sur l'eau, son camarade fait le contraire; quel est le bon procédé ? Justifier.

3) Un volume V_a = 50 cm^3 de la solution obtenue ont été utilisé pour doser un volume V_b= 30 cm^3 d'une solution de d'hydroxyde de sodium en présence de BBT. Quelle est la concentration C_b de la solution d'hydroxyde de sodium ?

17 Lors d'une séance de travaux pratiques, un petit groupe d'élèves, a préparé dans des erlenmeyers 30 mL de solution d'hydroxyde de sodium, 30 mL d'acide chlorhydrique et 30 mL de chlorure de sodium ayant chacune une concentration de 1 mol.L1. Ces élèves se trouvent ensuite dans l'impossibilité de distinguer les trois solutions.
1) Quel(s) test(s) peuvent-ils effectuer pour les reconnaître ?
2) Quel conseil leur donneriez-vous pour éviter à l'avenir une telle mésaventure ?

18 On mélange V_a = 25 cm^3 de solution d'acide chlorhydrique de concentration C_a = 10 $mol.L^{-1}$ et V_b = 20 cm^3 d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1{,}5.10^{-1}$ $mol.L^{-1}$. Le mélange est-il acide ou basique ? Justifier.

19 *Masses molaires atomiques en g.mol $^{-1}$: Na : 23 O : 16 H : 1*

Sur les marchés du Sénègal, on trouve un produit appelé "khémé". Il se présente sous forme d'écailles blanches et est fortement corrosif. Il est utilisé pour fabriquer du savon et comme produit de nettoyage.
a) Vous voulez préparer 500 mL de solution aqueuse à 4 $g.L^{-1}$ de "Khémé" (solution A). Encadrez parmi la liste d'appareils suivants, ceux qui vous seront nécessaires :
balance - ballon rond de 500 mL - fiole jaugée 0,5 mL - entonnoir - pissette - gants de protection - spatule - fiole jaugée de 100 mL - éprouette graduée de 1L.
Décrivez le mode opératoire de la dissolution.
b) Le "khémé" étant de la soude proposez un test pour mettre en évidence le caractère basique de la solution A.
c) Calculez la concentration molaire de la solution A.

20 On prépare une solution B en dissolvant de l'hydroxyde de sodium dans de l'eau distillée. On obtient ainsi 500 cm^3 de solution.

1) On prélève 10 cm^3 que l'on place dans un bécher avec de l'hélianthine. Quelle est la couleur de la solution contenue dans le bécher ?
2) On dose cette solution d'hydroxyde de sodium par la solution d'acide chlorhydrique A. Celle-ci est placée dans une burette graduée et on constate qu'il faut verser 20 cm^3 d'acide chlorhydrique pour réaliser le virage de l'indicateur.
Calculer la concentration de la solution d'hydroxyde de sodium B et la masse d'hydroxyde de sodium qui a été mis en solution dans les 500 cm^3 d'eau distillée (la dissolution s'effectuant sans variation de volume).

Leçon 3 : Propriétés chimiques des métaux usuels

Les réactions avec métaux : Les acides en contact avec certains métaux comme le magnésium, le zinc, le fer et l'aluminium produisent souvent une réaction en les attaquant. Par contre, les bases, ne réagissent pas à la plupart des métaux. La réaction de l'acide hydrochlorique en contact avec un ruban de magnésium produit un gaz qui peut être recueilli. En présence d'une flamme, ce gaz produit une explosion ce qui permet de l'identifier comme étant du gaz hydrogène (H_2). Comme vous allez le découvrir plus tard, ces réactions permettent de comprendre les propriétés chimiques des acides.

1. Propriétés physiques des métaux usuels

Dans notre environnement nous rencontrons des metaux dont certains s'identifient facilement par leur aspect. A l'état neuf les métaux présentent tous un éclat métallique cependant ils se distinguent par leurs propriétes physiques.

photo du Cuivre	Aluminium	Fer	Zinc	Plomb

Les principales propriétés physiques des métaux usuels sont : la masse volumique, l'aspect (couleur), la température de fusion, la conductiblité électrique et thermique. Ces propriétés sont résumés dans le tableau suivant :

Métal	**Symbole**	**Aspect (couleur)**	**Masse volumique (kg/m^3)**	**Température de fusion (°C)**	**Conductibilité électrique**	**Conduc thermique**
Cuivre	Cu	Rougeâtre	8900	1083	1^{er}	
Aluminium	Al	Blanc	2700	660	$2^{ème}$	
Fer	Fe	Blanc grisâtre	7800	1540	$3^{ème}$	
Zinc	Zn	Blanc bleuté	7100	420	$4^{ème}$	
Plomb	Pb	Blanc brillant	11300	327	$5^{ème}$	

2. Propriétés chimiques des métaux usuels

2.1- Oxydation des métaux

Exposés à l'air libre, certains métaux perdent progressivement leur éclat : c'est le phénomène d'oxydation des métaux.
Exemple le fer se recouvre de rouille une fois exposé à l'air.

2.1.1- Oxydation à froid des métaux

Oxydation du fer

Exposé à l'air humide, le fer s'altère et se recouvre d'une couche rougeâtre appelée rouille.
La formation de la rouille se traduit par l'équation-bilan :

$$\mathbf{4\,Fe + 3\,O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3}$$

On protège le fer en le recouvrant d'une couche d'émail, de peinture, de graisse…

Propriétés chimiques des métaux

b) Oxydation de l'aluminium

- l'alumimium exposé à l'air se recouvre d'une couche protectrice appelée alumine Al_2O_3.

Equation-bilan de la réaction est : **$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$**

Oxydation du cuivre, du zinc et du plomb

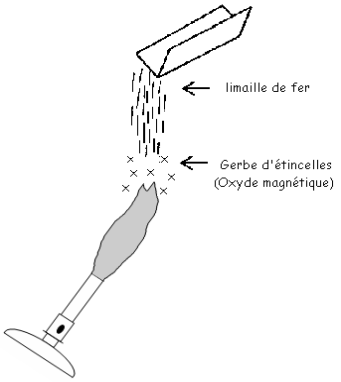
Lorsqu'ils sont exposés a l'air libre, ces métaux se recouvrent d'une couche protectrice imperméable d'hydrocabonates du métal (vert de gris pour le cuivre).

Remarque : Le zinc est utilisé pour la protection du fer (tôle des toitures).

2.2- Oxydation à chaud des métaux

a) Oxydation à chaud du fer

Versons de la limaille de fer sur la flamme d'un brûleur.
On observe un jaillissement d'étincelles.
Ces étincelles sont constituées de grains d'oxyde magnétique qui proviennent de la réaction du fer avec le dioxygène.

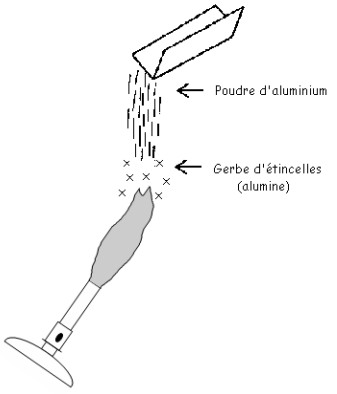


L'équation-bilan de la réaction s'écrit :
$3\ Fe + 2\ O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

Remarque : la plupart des minerais de fer sont sous forme d'oxyde magnétique.

b) Oxydation à chaud de l'aluminium

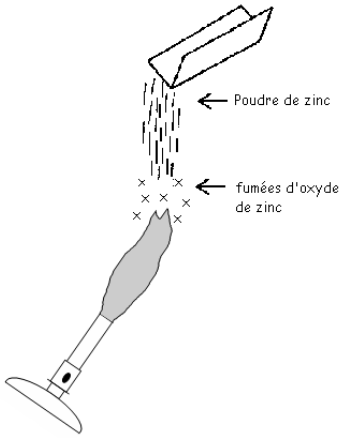
Versons de la poudre d'aluminium sur la flamme d'un brûleur.
On observe un jaillissement d'étincelles.
Ces étincelles sont constituées de grains d'alumine incandescents.
L'alumine est produite par la réaction de l'aluminium sur le dioxygène.



L'équation-bilan de la réaction est : **$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$.**

c) Oxydation à chaud du zinc

Versons de la poudre de zinc sur la flamme d'un brûleur.
Il se forme une fumée blanche.
Cette fumée blanche est constituée d'oxyde de zinc ZnO.
L'équation-bilan de la réaction est : **$2\ Zn + O_2 \rightarrow 2\ ZnO$**



Remarque : l'oxyde de zinc est un produit utilisé dans la synthèse de certains médicaments et de certaines peintures.

Propriétés chimiques des métaux usuels

d) Oxydation à chaud du plomb

À 327 °C, le plomb fond, le dioxygène de l'air réagit avec le plomb liquide et donne à cette température une couche jaune d'oxyde de plomb ou massicot.

L'équation-bilan de la réaction est : $\mathbf{2\ Pb + O_2 \rightarrow 2\ PbO}$

À 450°C, et maintenu pendant longtemps en contact avec le dioxygène de l'air, le massicot donne un autre oxyde de plomb appelé minium :

- le produit de l'oxydation du massicot : $\mathbf{6\ PbO + O_2 \rightarrow 2\ Pb_3O_4}$

  Remarque : L'oxydation poussée du plomb peut donner directement le minium

  $\mathbf{3\ Pb + 2\ O_2 \rightarrow Pb_3O_4}$

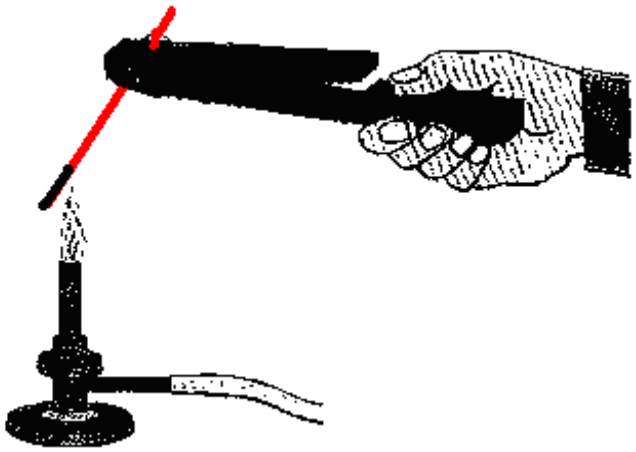
e) Oxydation à chaud du cuivre

Chauffons le bout d'une lame de cuivre à l'aide d'un brûleur. La partie de la lame placée dans la flamme devient noir.

- La partie chaude s'est couverte d'un oxyde noir appelé oxyde cuivrique de formule CuO.

L'équation-bilan de la réaction est :

$\mathbf{2\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ CuO}$



- Sur la partie adjacente moins chaude apparaît un oxyde rouge appelé oxyde cuivreux.

L'équation-bilan de la réaction est : $\mathbf{4\ Cu + O_2 \rightarrow 2\ Cu_2O}$

Conclusion : A chaud, la réaction entre le cuivre et le dioxygène de l'air donne deux oxydes suivant la température : l'oxyde cuivrique noir (CuO) et l'oxyde cuivreux rouge (Cu_2O).

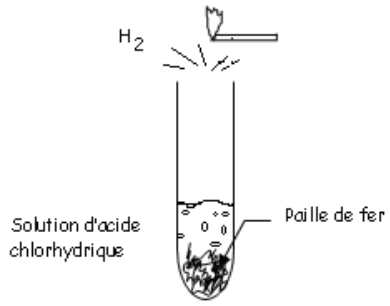
Propriétés chimiques des métaux

3. Action des acides (HCl, H_2SO_4, HNO_3) dilués à froid sur les métaux

3.1- Action de l'acide chlorhydrique HCl dilué sur les métaux

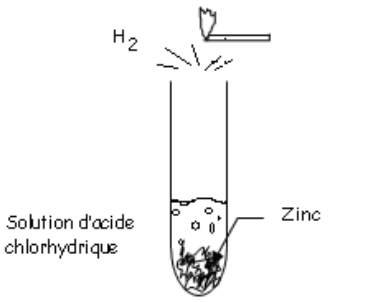
a) Action sur le fer

L'acide chlorhydrique dilué réagit sur le fer avec un dégagement de dihydrogène.
Equation-bilan de la réaction : **$Fe + 2\,HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$**



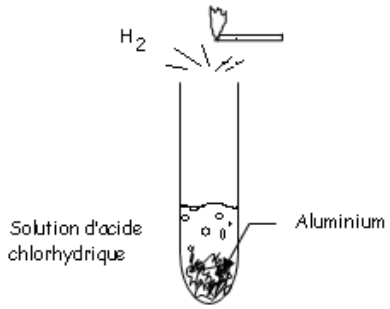
b) Action sur le zinc

L'acide chlorhydrique dilué réagit sur le zinc avec un dégagement de dihydrogène.
Equation-bilan de la réaction : **$Zn + 2\,HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$**



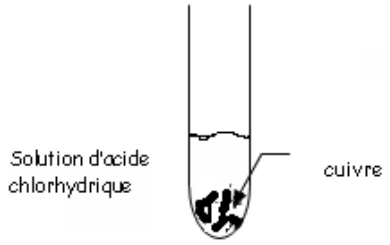
c) Action sur l'aluminium

L'acide chlorhydrique dilué réagit sur l'aluminium avec un dégagement de dihydrogène.
Equation-bilan de la réaction : **$2\,Al + 6\,HCl \rightarrow 2\,AlCl_3 + 3H_2$**



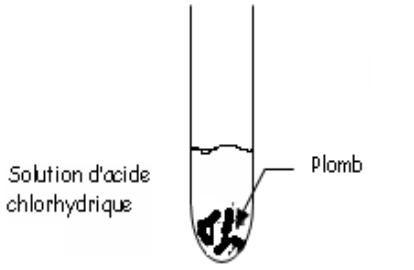
d) Action sur le cuivre

On n'observe aucune réaction.
L'acide chlorhydrique dilué ne réagit pas avec le cuivre.



e) Action sur le plomb

On n'observe aucune réaction.
L'acide chlorhydrique dilué ne réagit pas avec le plomb.
N.B : En realite la réaction a effectivement lieu mais elle reste difficilement observable.

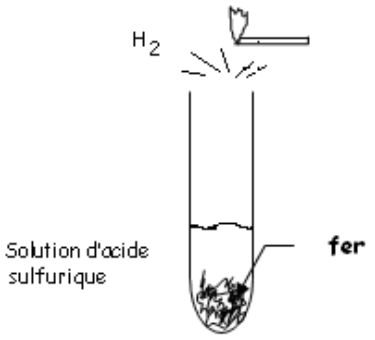


Propriétés chimiques des métaux

3.2- Action de l'acide sulfurique H_2SO_4 sur les métaux

a) Action sur le fer

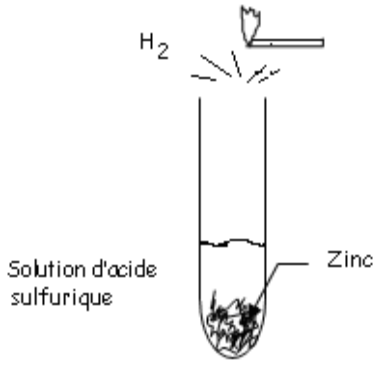
L'acide sulfurique dilué réagit sur le fer avec un dégagement de dihydrogène.
Equation-bilan de la réaction : **$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$**



b) Action sur le zinc

L'acide sulfurique dilué réagit sur le zinc avec un dégagement de dihydrogène.

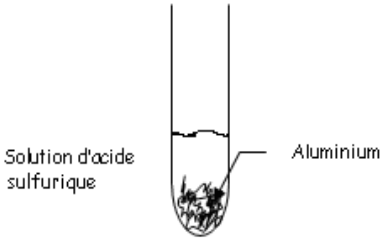
Equation-bilan de la réaction : **$Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$**



c) Action sur l'aluminium

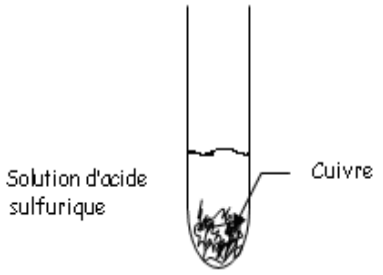
L'acide sulfurique dilué réagit très faiblement sur l'aluminium avec un dégagement de dihydrogène.

Equation-bilan de la réaction :
$2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO4)_3 + 3H_2$



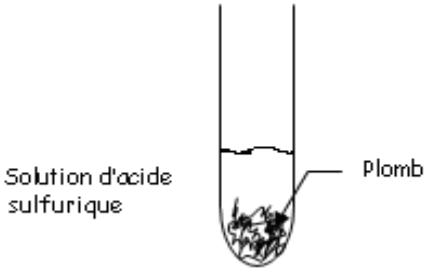
d) Action sur le cuivre

On n'observe aucune réaction.
L'acide sulfurique dilué ne réagit pas avec le cuivre.



e) Action sur le plomb

On n'observe aucune réaction.
L'acide sulfurique dilué ne réagit pas avec le plomb.
N.B : En realite la reaction a effectivement lieu mais elle reste difficilement observable.

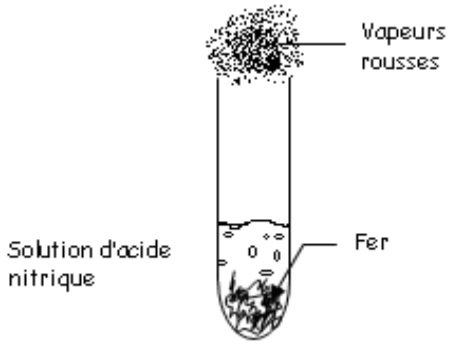


Propriétés chimiques des métaux

3.3- Action de l'acide nitrique HNO_3 dilué sur les métaux

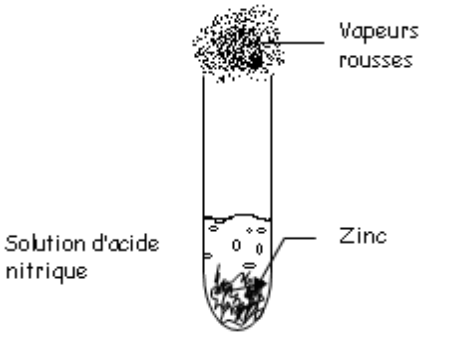
a) Action sur le fer

L'acide nitrique dilué réagit sur le fer avec un dégagement d'un gaz toxique *le monoxyde d'azote NO qui reagit à le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote NO_2.*



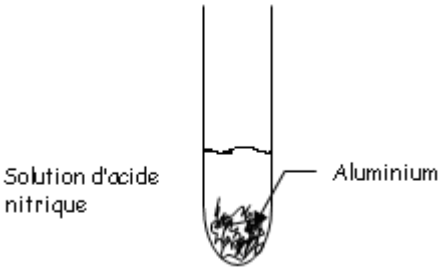
b) Action sur le zinc

L'acide nitrique dilué réagit sur le zinc avec un dégagement d'un gaz toxique *le monoxyde d'azote NO qui reagit à le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote NO_2.*

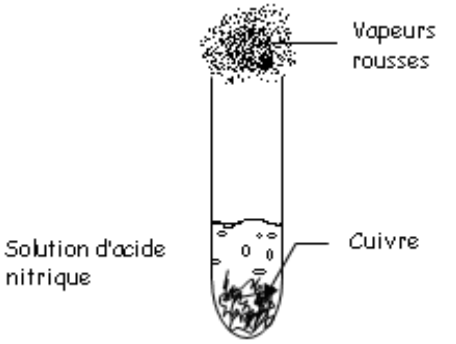


c) Action sur l'aluminium

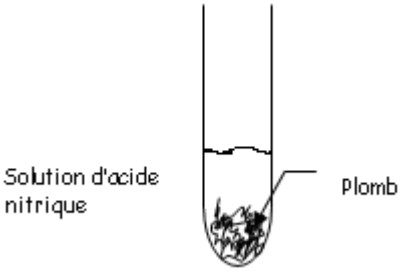
L'acide nitrique dilué réagit sur l'aluminium avec un dégagement d'un gaz toxique *le monoxyde d'azote NO qui se combine à l'oxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote NO_2.*
En réalité, on n'observe rien.



d) Action sur le cuivre
L'acide nitrique dilué réagit sur cuivre avec un dégagement d'un gaz toxique *le monoxyde d'azote NO qui reagit à le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote NO_2.*



e) Action sur le plomb :
L'acide nitrique dilué réagit sur le plomb avec un dégagement d'un gaz toxique *le monoxyde d'azote NO qui réagit avec le dioxygène de l'air pour donner le dioxyde d'azote NO_2.*



Remarque : L'action des acides chlorhydrique et sulfurique dilués à froid sur le plomb a effectivement lieu mais est quasi stoppée par la formation d'une couche insoluble de chlorure ou de sulfate de plomb.

Propriétés chimiques des métaux

FICHE EVALUATION	**Niveau : 3ème**
Domaine : **CHIMIE**	Chapitre : **Quelques propriétés chimiques des métaux usuels (Al, Zn, Fe, Pb, Cu)**

Masses molaires en g/mol : M(H) = 1 ; M(C) = 12 ; M(O) = 16 ; M(Al) = 27 ; M(S) = 32 ; M(Cl) = 35,5 ; M(Fe) = 56 ; M(Cu)= 64 ; M(Zn) = 65 ; M(Pb) = 207.

1 On considère les métaux suivants : Aluminium, zinc, cuivre, fer.

1) Lesquels sont attaqués par l'acide chlorhydrique ?
2) Donner les noms et les formules chimiques des produits des réactions.

2

a) Décrire l'action de l'air sur l'aluminium.
b) Pourquoi il n'est pas nécessaire de protéger certains matériaux en aluminium?

3 On dispose de 3 récipients en fer, zinc, et cuivre. Dans le(s)quel(s) peut- on transporter de l'acide sulfurique ? Cocher la ou les bonnes réponses.

☐ fer ☐ zinc ☐ cuivre

4 L'équation bilan de l'oxydation de l'aluminium s'écrit :

$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$.

Soient n_1 le nombre de moles d'aluminium, n_2 celui de dioxygène et n_3 celui d'alumine. Entourer la bonne relation existant entre n_1, n_2 et n_3 ?

$4\ n_1 = 3\ n_2 = 2\ n_3$ $3\ n_1 = 4\ n_2 = 6\ n_3$ $4\ n_1 = 3\ n_2 = n_3$

5 *Entourer la bonne réponse*

L'équation-bilan équilibrée de la réaction chimique entre le fer et le dioxygène est :

a) $Fe + O_2 \rightarrow Fe_3O_4$ c) $3Fe + 2\ O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

b) $2Fe + 4\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_3O_4$ d) $3Fe + 4\ O_2 \rightarrow Fe_3O_4$

6 Equilibrer les équations-bilan des réactions suivantes :

a) $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$
b) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
c) $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
d) $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
e) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2SO_4 + H_2$
f) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Propriétés chimiques des métaux

7 En vous référant au tableau ci-dessous, répondre aux questions suivantes :

Métaux	Température de fusion	Masse volumique (Kg/m^3)
Aluminium (AI)	658 oc	2700
Fer(Fe)	1536°c	7800
Zinc(Zn)	**420°C**	**7150**
Cuivre(Cu)	1083°C	8900
Plomb (Pb)	327 oc	11300

1) Quel est le métal usuel dont la température de fusion est la plus élevée?

2) Quel est le métal dont la masse volumique est la plus élevée?

8

a) Décrire l'action de l'air sur le cuivre.
b) Pourquoi ce n'est pas la peine de protéger la statut «Faidherbe » qui est en cuivre ?
c) On préfère des toitures en aluminium ou en zinc, plutôt qu'en fer, pour les cages d'oiseaux. Pourquoi? Expliquer.

9 Ousmane dispose de 2 lames métalliques, l'une en fer, l'autre en cuivre qu'il ne sait pas distinguer. Quelle expérience lui conseillerez-vous de faire pour les identifier rapidement ? Expliquer.

10 Placée au-dessus de la flamme d'un bec Bunsen, une lame de cuivre noircit.
Lamine prétend que le dépôt noir est du carbone provenant de la combustion incomplète du gaz. Pour contredire cette expérience, Moustapha propose une expérience similaire mais en introduisant la lame de cuivre dans un tube ouvert : le cuivre noircit.
1) Qui a raison ?
2) Pourquoi l'expérience réalisée par Moustapha permet-elle de contredire Lamine ?

12 L'étain et le tungstène sont deux métaux utilisés le premier pour sa faible température de fusion (232 °C), le second pour sa température de fusion élevée (3400°C). Donner une application pratique pour chacun de ces deux métaux

13 On expose pendant plusieurs jours deux plaques de fer et d'aluminium à l'air libre.

Décrire ce qui se passe.
Ecrire (l') ou les équations bilan.
Laquelle de ces plaques nécessite une protection ? Proposer alors un moyen de protection.

14 On veut obtenir 14,5 g d'oxyde magnétique, par la combustion du fer dans le dioxygène.
Déterminer la masse de fer nécessaire, ainsi que le volume de dioxygène utilisé. (Volume molaire des gaz 24 $L.mol^{-1}$)

Propriétés chimiques des métaux

15 Un fil de fer de masse m = 10 g, préalablement chauffé, brûle dans un flacon contenant 3 L de dioxygène pur.
Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
Sachant qu'on opère dans les conditions normales de température et de pression, prouver que le dioxygène est en excès.
Déterminer la masse du corps formée et le volume de dioxygène utilisé.

16 On veut obtenir 240 g d'oxyde cuivreux CuO par l'oxydation à chaud du cuivre, dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 24 L/mol.
1) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
2) Déterminer la masse de cuivre utilisée et le volume de dioxygène nécessaire.

17 Le minium est le monoxyde de plomb de formule Pb_3O_4.
1) Ecrire l'équation bilan de la transformation du plomb de l'oxyde de plomb (massicot) PbO en minium.
2) On veut obtenir 68,5 g de minium, dans les CNTP. Quels sont la masse d'oxyde de plomb et le volume de dioxygène nécessaires ?

18 On verse de l'acide chlorhydrique dilué de molarité C = 2 mol/L sur un mélange de cuivre et de zinc.
1) À la fin de la réaction, on remarque que l'un des métaux n'est pas attaqué. Lequel ? Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
2) Calculer le volume de dihydrogène obtenu, si la masse de métal disparue est m = 50 g.
Déterminer le volume minimal d'acide versé.

19 Une masse m = 7 g de poudre de fer sont versés dans un volume V = 50 mL d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration C = 3 mol/L.
1) Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
2) Le fer est-il en excès ? Si oui, déterminer la masse restante du métal.
3) Quelle est la nature du gaz formé ? Comment le mettre en évidence ou le caractériser ? Déterminer son volume.
4) Calculer la masse de chlorure de fer formée.

20 On considère l'action de l'acide sulfurique dilué sur le fer d'une part et sur le zinc d'autre part.
1) Ecrire les équations bilan de ces 2 réactions.
2) Quelle masse de zinc faut-il pour obtenir le même volume de dihydrogène qu'avec 10,5 g de fer ?
3) Calculer dans chaque cas la masse de sel formée et le volume de la solution utilisé, sachant qu'elle est normale.

21 On a obtenu 270 g d'oxyde de zinc, par la combustion du zinc dans le dioxygène, dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 24 L/mol.
1) Déterminer la masse de zinc utilisée ainsi que le volume de dioxygène nécessaire.
2) Quelle est la masse d'eau que l'on doit décomposer pour obtenir le même volume de dioxygène que celui trouvé précédemment ? En déduire le volume de dihydrogène obtenu en même temps.

Leçon 4 : Les hydrocarbures

1- Qu'est-ce qu'un hydrocarbure ?

Un hydrocarbure est un composé moléculaire formé uniquement d'élément carbone et l'element hydrogène.

On trouve des hydrocarbures :
- solides comme la paraffine...,
- liquides comme l'essence, le gazole, le kérosène...,
- gazeux comme le méthane du gaz naturel, le propane, le butane…

2- Propriétés physiques des hydrocarbures

Les hydrocarbures peuvent être des gaz, des liquides ou des solides. Ils sont peu solubles dans l'eau, ils ne résistent pas pour la plupart à la chaleur. Ils sont très souvent inflammables. Ils ne conduisent pas le courant électrique.

3- Exemples de familles d'hydrocarbures

3.1- Les alcanes

Parmi les hydrocarbures, nous allons étudier un groupe particulier appelé alcanes. Citons-en quelques-uns : le méthane de formule CH_4, l'éthane de formule C_2H_6, le propane de formule C_3H_8, le butane de formule C_4H_{10}, le pentane de formule C_5H_{12} etc.

Nous remarquons que ces formules s'écrivent sous la forme C_nH_{2n+2} , n étant le nombre d'atomes de carbone dans la molécule : n = 1 pour le méthane, n = 2 pour l'éthane, etc.
La formule générale des alcanes est donc C_nH_{2n+2} avec n un nombre entier supérieur ou égal à 1.

3.2- Les alcènes

les alcènes sont aussi une famille d'hydrocarbures. Citons-en quelques-uns
L'éthylène ou éthène de formule C_2H_4 , le propène de formule C_3H_6, le butène de formule C_4H_8, etc.

Nous remarquons que ces formules s'écrivent C_nH_{2n}, n étant le nombre d'atomes de carbone dans la molécule : n = 2 pour l'éthylène, n = 3 pour le propène, etc.

La formule générale des alcènes est donc C_nH_{2n} avec n un nombre entier supérieur ou égal a 2.

3.3- Les alcynes

les alcynes sont encore une famille d'hydrocarbures. Citons-en quelques-uns :
l'éthyne ou acétylène de formule C_2H_2, le propyne de formule C_3H_4, le butyne de formule C_4H_6, le pentyne de formule C_5H_8, etc.
Nous remarquons que ces formules s'écrivent C_nH_{2n-2} , n étant le nombre d'atomes de carbone dans la molécule : n = 1 pour le méthane, n = 2 pour l'éthane, etc.

La formule générale des alcynes est donc C_nH_{2n-2} avec n un nombre entier supérieur ou égal à 2.

4- Combustion d'hydrocarbures dans le dioxygène

4.1- Combustion complète

Faisons brûler du butane recueilli dans un tube à essais. La combustion, qui se fait avec une flamme bleu pâle et très chaude, est complète.
Un verre sec et froid, placé au-dessus de la flamme, se recouvre de buée : la combustion du butane dans le dioxygène de l'air produit de la vapeur d'eau.
Une fois la combustion terminée, versons un peu d'eau de chaux dans le tube à essais et agitons. L'eau de chaux se trouble : la combustion produit aussi du dioxyde de carbone. La combustion complète des autres alcanes donne les mêmes produits.
La combustion complète des hydrocarbures dans le dioxygène produit de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone. Elle dégage aussi beaucoup de chaleur : on les utilise comme combustibles ou comme carburants.

- Équation-bilan

La combustion est une réaction chimique. Ecrivons l'équation-bilan de la réaction de combustion pour le méthane. Les réactifs sont le méthane et le dioxygène de l'air. Les produits sont le dioxyde de carbone et l'eau :

méthane + dioxygène $\rightarrow$ dioxyde de carbone + eau

Écrivons l'équation-bilan : $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

4.2- Équations-bilan de quelques combustions complètes

Hydrocarbure + dioxygène $\rightarrow$ dioxyde de carbone + eau

Exemples

- $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$
- $2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
- $2\ C_2H_2 + 5\ O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

Les hydrocarbures

4.3- Combustion incomplète

Tournons la virole du bec bunsen de façon à couper l'arrivée d'air. La flamme n'est plus bleue, mais jaune orangé. Une soucoupe, placée au-dessus de la flamme, se recouvre d'un dépôt de noir de carbone : la combustion est incomplète. La quantité de dioxygène n'est pas suffisante pour réaliser la combustion.
Dans certaines conditions, la combustion peut donner du monoxyde de carbone (de formule CO). Ce gaz est un poison extrêmement dangereux qui provoque l'asphyxie en agissant sur l'hémoglobine du sang.

Une soucoupe, placée au-dessus de la flamme jaune, noircit : il se forme du carbone. Il s'agit d'une combustion incomplète. Lorsque nous tournons la virole afin que l'air pénètre par les trous de la cheminée, la flamme est bleue. La combustion est alors complète.

4.4- Applications industrielles des hydrocarbures

Dans l'industrie les hydrocarbures sont surtout utilisées comme sources d'énergie. C'est le cas du fuel, du gas-oil, du kérosène, du gaz butane…
On les utilise aussi pour le butimage des routes avec le goudron et en pharmacie pour la synthèse des huiles essentielles.

4.5- hydrocarbures et environnement

- les déchets plastiques
- la pollution atmospherique
- et l'effet de serre

ont des effets néfastes sur l'environnement.

Les hydrocarbures

FICHE EVALUATION	**Niveau : 3ème**
Domaine : CHIMIE	**Leçon 4 : Les hydrocarbures**

M(C)=12 g.mol^{-1} , M(H) =1 g.mol^{-1} , M(O) = 16 g.mol^{-1} .

1 **Questions de cours**

a) Définir les termes suivants : hydrocarbure, alcane, alcène, alcyne.
b) Parmi ces corps : C_6H_{14}, $ZnCl_2$, C_3H_6O, H_2O, C_6H_6, C_4H_{10} et HNO_3, lesquels sont des hydrocarbures ?
c) Qu'est-ce qu'un combustible ? une combustion ?
d) Quand est-ce qu'une combustion est dite complète ? incomplète ?
e) Donner les formules des hydrocarbures suivants : le méthane, le butane, le propane, l'acétylène, l'éthylène, déterminer leurs densités par rapport à l'air, puis conclure.

2 Recopier et compléter les phrases suivantes :

a) Les hydrocarbures sont des corps moléculaires formés uniquement d'atomes de …….. et d'…….. .
b) Les …….. ont pour formule générale C_nH_{2n+2}.
c) Lors d'une combustion, un alcane réagit avec le …….. de l'air. Si la combustion est complète, il se forme du …….. et de l' ……..
d) Lors d'une combustion incomplète d'un hydrocarbure, il se forme des fumées noires de ……..

3 Répondre par vrai ou faux aux affirmations suivantes en mettant une croix dans la bonne case.

	V	F
a) Un hydrocarbure ne contient que de l'eau et du carbone.		
b) Un alcane a pour formule générale C_nH_{2n+2}.		
c) Le méthane a pour formule CH_4.		
d) La combustion complète du méthane produit de l'eau et du dioxyde de carbone.		
e) Une combustion est incomplète lorsque le dioxygène est en excès.		

4

5 Choisissez chaque fois la bonne réponse.

a) Le méthane est un hydrocarbure ***gazeux/liquide*** dans les conditions ordinaires.
b) La formule brute de l'éthane est ***C_3H_8/ C_2H_6***.
c) La combustion complète d'un hydrocarbure produit du ***carbone /du dioxyde de carbone.***

6 Un coton imbibé de gas-oil brûle dans l'air avec une flamme surmontée de fumées noires.

a) Quel est le constituant de ces fumées ?
b) La combustion est-elle complète ou incomplète ? Justifiez votre réponse.

Les hydrocarbures

7 L'octane est un alcane liquide présent dans l'essence de voiture. Sa molécule comprend huit atomes de carbone. Ecrire sa formule brute et l'une de ses formules développées.

8 Un hydrocarbure gazeux a une densité de 3,93. Déterminer sa masse molaire. Sa formule générale étant C_nH_{2n+2}, trouver la valeur de n et en déduire la formule brute de l'hydrocarbure.

9 Un alcène gazeux a une densité de 1,45. Quelle est sa masse molaire ? Donner sa formule brute.

10 Les hydrocarbures suivants : CH_4 (méthane) , C_2H_8 (propane) , C_4H_{10} (butane) , C_5H_{12} (pentane) appartiennent à la famille des alcanes. Leur formule brute peut s'écrire $C_{n1}H_{n2}$. Pour chacune des molécules (n_1) désigne le nombre d'atomes de carbone et (n_2) le nombre d'atomes d'hydrogène

a) En vous appuyant sur les formules citées plus haut, établir la relation entre n_1 et n_2
b) En posant $n_1 = n$, en déduire la formule générale des alcanes.
c) Exprimer la masse molaire (M) de n'importe lequel de ces hydrocarbures en fonction de n.

10 a) Ecrire la combustion complète du propane dans le dioxygène. Comment caractériser le gaz qui se forme ?
b) Un ''camping gaz'' contient 220 g de propane. Calculer la masse et le volume du dioxygène nécessaire pour le brûler complètement, ainsi que le volume du gaz formé.

11 ***
1) Par action de l'eau sur le carbure de calcium (CaC_2), on obtient de l'acétylène et de l'hydroxyde de calcium ($Ca(OH)_2$). Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit.
2) Une bouteille d'acétylène contient 32 kg du combustible. On demande la masse de carbure de calcium qu'il faut utiliser pour remplir cette bouteille.

12 ***L'équation de la principale réaction de préparation du méthane est :

$$Al_4C_3 + 12H_2O \rightarrow 3CH_4 + 4Al(OH)_3$$

Quelle est la masse de carbure d'aluminium (Al_4C_3) nécessaire à l'obtention de 120 litres de méthane dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 24 L/mol.

13 Ecrire l'équation de la combustion complète du méthane. Et déterminer la masse de méthane qu'il faut brûler ainsi que le volume de dioxygène nécessaire, pour obtenir 0,1 mole d'eau, dans les CNTP.

14 Ecrire l'équation de la combustion complète de l'acétylène et déterminer le volume de dioxygène nécessaire à la combustion de 56 litres d'acétylène ainsi que celui du dioxyde de carbone qui se forme, dans les CNTP.

15 On brûle complètement 12 m^3 de butane dans de l'air, dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 25 L/mol.
1) Calculer la masse et le volume de dioxyde de carbone formé.
2) Calculer le volume d'air nécessaire à cette combustion complète.

Les hydrocarbures

16 On brûle complètement 174 g de butane dans de l'air, dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 24 L/mol. On demande :
1) La masse et le volume de dioxyde de carbone formé.
2) Le volume d'air nécessaire à cette combustion complète.

17 Une salle a les dimensions suivantes : longueur: 6m, largeur: 4m, hauteur : 2,5m.
1) Déterminer le volume d'air contenu dans cette salle.
2) Quel volume de butane peut-on brûler dans cet air complètement ? Quel est le volume de butane qui forme un mélange tonnant avec cet air ?
3) Quel est le volume de propane qui forme un mélange tonnant avec cet air ?

18 Un alcane a une masse molaire de 86 g/mol.. Déterminer sa formule brute.
1) Ecrire l'équation bilan de sa combustion complète dans le dioxygène de l'air.
2) Calculer le volume d'air nécessaire à la combustion de 21.5 g de l'alcane, ainsi que la masse de chaque corps formé, si on opère dans les conditions où le volume molaire des gaz est de 24 L/mol.

19 On a utilisé 0,3 mole de dioxygène pour faire la combustion complète d'une masse m d'éthylène.

- Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit
- Quelles doivent être les proportions d'éthylène et de dioxygène pour que la combustion soit complète ?
- Calculer la masse m d'éthylène utilisée et trouver le volume de dioxyde de carbone dégagé, si on brûle 720 g de carbone dans le dioxygène dans les CNTP. Il se forme du gaz qui trouble l'eau de chaux. Ecrire l'équation bilan de la réaction qui se produit. Comment qualifie-t-on cette combustion ? Calculer le volume de dioxygène nécessaire ainsi que la masse et le volume du corps formé.

20 Un alcane A est utilisé pour le chauffage domestique.
La masse molaire moléculaire de A est M = 58 $g.mol^{-1}$.
1) Rappeler la formule générale des alcanes.
2) Trouver la formule brute de l'alcane A et donner son nom.
3) La combustion complète d'une masse m de l'alcane A produit 100 litres de dioxyde de carbone dans des conditions où le volume molaire vaut 25 $L.mol^{-1}$.
a) Ecrire l'équation-bilan de la réaction.
b) Trouver la masse m d'alcane brûlée. (**BFEM 2004**)

Bibliographie

Guide Sciences Physiques collège 4ème et 3ème Sénégal.

Index

A

acides 157-160
alcanes 174
alcènes 175
alcynes 175
ampère / ampèremètre 48-51
atomes 128
analyse et synthèse de l'eau 119

B

bases 157-160
Bell, Alexander Graham 6
Bessemer, Henry 5

C

calorimétrie 109-113
Carson, Rachel 7
Celsius, Anders 4
Compression et détente de l'air 45
Copernic Nicolas .....
concentration d'une solution 150
concentration massique 151
concentration molaire volumique 151
conducteurs 44-46
corps purs 118-119
courant continu 45

D

Dalton, John 5
Darwin, Charles 6
décantation 117
distillation 118

E

Edison, Thomas 6
Effet joule 107
Einstein, Albert 6
électrolyseur 119
énergie calorifique 106
énergie chimique 106
énergie électrique 106
énergie lumineuse 106
énergie mécanique 106
énergie nucléaire 106
énergie potentielle de pesanteur 106

F

Fahrenheit, Gabriel 4
Faraday Michael 5
Filtration....117
force électrique 81
force mécanique....81
force musculaire....81
Franklin Benjamin 4

G

Galilée....3, 21
Glenn, John 18
Goddard, Robert....7
Guttenburg, John....3

H

Halley, Edmond 4
Hooke, Robert....3
hydrocarbures.... 174-176

I

intensité du courant....94
isolants 44-46

L

Linnaeus, Carolus 5
Lippershey, Hans 4
Loi d'Avagadro-Ampère....133
Loi de Descartes....62
Loi de Lavoisier....138
Loi d'Ohm.... 99-100
Loi des gaz....181
Loi de Boyle-Mariotte 181
Loi de Charles....182
Loi de Gay-Lussac....183
Loi des gaz parfaits....183
loupe....72
lumière monochromatique 74
lumière polychromatique 74

M

Marconi, Guglielmo....6
masse molaire atomique....132
masse molaire moléculaire....132
Mendel, Gregor....6
molécule....128
montage avec dérivations....132
montage en série 132

N
Newton, Isaac....4

O
Oersted, Hans Christian....5
ohmmètre....100
oxydation des métaux....165-173

P
Pasteur, Louis....6
Permanganate de potassium....151
Principe de la dilution....151
propriétés chimiques des métaux....165
propriétés physiques des métaux....165

R
réflexion de la lumière....61
réflexion diffuse....61
réflexion spéculaire....62
réfraction de la lumière....62-65

S
Sputnik....6

T
Torricelli, Evangelista....3

W
Wegener, Alfred....6
Whitney, Eli....5
Wright, Orville and Wilbur....6

Un Projet pour le Gouvernement du Sénégal
Financé par L'Initiative pour l'Éducation en Afrique AEI de l'USAID
Programme des Manuels Scolaires et Autres Outils d'Apprentissage TLMP

CA Référence: RLA-A-00-09-00037-00

VENTE INTERDITE